வேதியியல்

மேல்நிலை - முதலாம் ஆண்டு

தொகுதி II



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

வேதியியல்

தொகுதி II

மேல் நிலை — முதலாம் ஆண்டு

தமிழ்நாட்டுப்
பாட நூல் நிறுவனம்
சென்னை

முதல் பதிப்பு — 1978
திருத்திய பதிப்பு — 1982

பதிப்பாசிரியர் குழுத் தலைவர்
(& மதிப்புரையாளர்) :

டாக்டர். சுப. சண்முகநாதன்,
முதல்வர், பச்சையப்பன் கல்லூரி, சென்னை-600 030.

ஆசிரியர்கள் & மொழிபெயர்ப்பாளர்கள் :

பேரா. எம். கிருஷ்ணமூர்த்தி,
முதல்வர் & வேதியியல் பேராசிரியர்,
அரசு கலைக் கல்லூரி, விழுப்புரம்.

பேரா. கே. கண்ணபிரான்,
வேதியியல் பேராசிரியர்,
பி. எஸ். ஜி. கலை & அறிவியல் கல்லூரி, கோயம்புத்தூர்.

டாக்டர். கணேச கோபாலகிருஷ்ணன்,
வேதியியல் பேராசிரியர்,
மாநிலக் கல்லூரி, சென்னை-600 005.

டாக்டர். (செல்வி) ஆர். ரமாமணி,
வேதியியல் உதவிப் பேராசிரியை,
க்வீன் மேரீஸ் அரசு மகளிர் கல்லூரி, சென்னை-600 002.

மதிப்புரையாளர்கள் :

டாக்டர். என். வெங்கடசுப்பிரமணியம்,
முதல்வர், விவேகானந்தர் கல்லூரி, சென்னை-600 004.

டாக்டர். என். எஸ். ஞானப்பிரகாசம்,
வேதியியல் பேராசிரியர், லயோலா கல்லூரி, சென்னை-600 034

பேரா. ஒ. ஆர். சூரியநாராயணன்,
முதல்வர், பெரியார் ஈ. வெ. ரா. கல்லூரி,
திருச்சிராப்பள்ளி.

விலை: 2-70

இந்திய அரசு சலுகை விலையில் வழங்கிய 60 ஜி. எஸ். எம். தாளில் இந்நூல் அச்சிடப்பட்டுள்ளது.

அச்சிட்டோர் :
ஏ. எஸ். பிரிண்டர்ஸ், சென்னை-600 018.

பொருளடக்கம்

பகுதி ஆ — கனிம வேதியியல்

பகுதி இ — கரிம வேதியியல்

பகுதி ஈ — செய்முறைப் பகுதி

பகுதி ஆ — கனிம வேதியியல்

அத்தியாயம் 1

தனிம வரிசை அட்டவணை

முன்னுரை: அன்று முதல் இன்று வரை புதுப்புதுத் தனிமங்களை விஞ்ஞானிகள் கண்டுபிடித்தவண்ணம் இருக்கிறார்கள். இத் தனிமங்களையெல்லாம் அட்டவணைப்படுத்துவதில் முயற்சிஎடுத்துக் கொண்டோர் பலர். முதலில் தனிமங்களை இணைதிறன் அடிப் படையில் பிரித்தனர். பின்னர், உலோகங்கள் — அலோகங்கள், நேர்மின் தனிமம்—எதிர்மின் தனிமம் என்றெல்லாம் வகைப் படுத்தினர். ஆனால், இவ்வெல்லா வகைகளிலும் இடைப்பட்ட பண்புகள் கொண்ட தனிமங்கள் இருந்தன. ஆகையால், மேற்கண்ட வகையீடுகள் ஒன்றுகூடச் சிறந்ததாக இல்லை.

டோபரைனரின் மும்மை விதி

1829-ல் டோபரைனர் (Dobereiner) என்ற அறிஞர் தனி மங்களை ஒத்த பண்புகள் கொண்ட மூன்று தனிமங்கள் உள்ள பல தொகுதிகளாகப் பிரித்தார். எடுத்துக்காட்டு,

Li	Na	K
Cl	Br	I
Ca	Sr	Ba

இதில் ஒவ்வொரு தொகுதியில் உள்ள மூன்று தனிமங்களின் இயற் பண்புகள், வேதிப் பண்புகள் ஏறத்தாழ ஒத்து இருப்பதைக் கண்டார். மேலும், நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு எடை, முதல் கடை ஆகிய தனிமங்களின் அணு எடைகளின் இடைநிலையாக (arithmetic mean) இருப்பதை உணர்ந்தார். இம்முறையில் எல்லா தனிமங்களையும் வகைப்படுத்த இயலாததால், இது சிறந்ததாகத் தோன்றவில்லை.

நியூலண்ட்ஸின் எண்ம விதி

1864-ல் தனிமங்களை அவைகளின் அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் நியூலண்ட்ஸ் (Newlands) என்ற அறிஞர் அட்டவணைப் படுத்தினார். அவ்வாறு அட்டவணைப்படுத்தியதில், எடுத்துக் கொண்ட ஒரு தனிமத்தின் பண்புகள் அதையடுத்து எட்டாவ

தாக அமைந்துள்ள தனிமத்தின் பண்புகளோடு ஒத்து இருப்பதை உணர்ந்தார். இதற்கு 'எண்ம விதி' எனப் பெயரிட்டார். இசையில் முதல் சுரமும் எட்டாவது சுரமும் ஒன்றாக இருப்பதை இது ஒத்துள்ள தால், இதற்கு அப்பெயரிட்டார்.

வரிசை எண் :	1	2	3	4	5	6	7	8	9
தனிமம்:	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg
அணு எடை:	6.9	9.0	10.8	12.0	14.0	16.0	19.0	23.0	24.3

மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணை

1869 ஆம் ஆண்டில் ரஷ்ய விஞ்ஞானி மெண்டலீஃப் (Mendeleeff) என்பவர், தனிமங்களை அவைகளின் அணு எடைகளின் ஏறுவரிசையில் அட்டவணைப்படுத்தினார். அவர் கீழ்க்காணும் ஆவர்த்தன விதியைக் குறித்தார்: ''தனிமங்களின் இயற் பண்புகளும் வேதிப் பண்புகளும் அவற்றின் அணு எடைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டுள்ளன.''

சிறப்புகள்

மெண்டலீஃப் தம் காலத்தில் கண்டுபிடிக்காத சில தனிமங்களுக்கு வெற்றிடங்களை விட்டிருந்தார். ஆவர்த்தன விதியின் உதவியால் அவ்விடங்களில் எதிர்காலத்தில் நிரப்பப்படும் தனிமங்களின் பண்புகளைத் தீர்க்கமாகக் கூறியுள்ளார். அவ்விடங்களில் நிரப்பப் புதிதாகத் தனிமங்கள் கண்டுபிடித்த பின்னர், அவைகளின் குணங்கள் மெண்டலீஃப் கூறியிருந்த குணங்களுடன் ஒத்திருந்தன. இது மெண்டலீஃப் தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்பைக் காட்டுகிறது. அத்தகைய தனிமங்கள் ஸ்கேண்டியம், கேல்லியம், ஜெர்மேனியம் ஆகியவைகளாகும்.

வரிசை எண்	மெண்டலீஃப் கொடுத்த பெயர்	கண்டுபிடிக்கப்பட்ட தனிமத்தின் பெயர்
1	ஏகா-போரன்	ஸ்கேண்டியம்
2	ஏகா-அலுமினியம்	கேல்லியம்
3	ஏகா-சிலிகன்	ஜெர்மேனியம்
4	ஏகா-மாங்கனீஸ்	டெக்னீசியம்
5	டிவி-மாங்கனீஸ்	ரீனியம்

ஜெர்மேனியத்திற்கு முன்கூட்டிக் கூறிய குணங்களும் தற்போது காணும் குணங்களும் :

வரிசை எண்	குணங்கள்	ஏகா-சிலிகன் (1871-ல் மெண்டலீஃபால் கூறப் பட்டது)	ஜெர்மேனியம் : Ge (1886-ல் விங்க்லரால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது)
1	நிறம்	பழுப்புச் சாம்பல்	வெளிர் சாம்பல்
2	அணுஎடை	72	72.3
3	அணு பருமனளவு	13 cc	13.3 cc
4	அடர்த்தி	5.5	5.4699
5	காற்றில் சூடுபடுத்த உண்டாவது	வெள்ளை நிற EsO_2	வெள்ளை நிற GeO_2
6	ஆக்சைடின் குணம்	ஒளி ஊடுருவும் தன்மையது	ஒளி ஊடுருவும் தன்மையது
7	குளோரைடின் குணம்	நீர்மம், கொதிநிலை 100^0 செ-க்கும் கீழ்	நீர்மம். கொதிநிலை 86° செ

குறைகள் : மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் சிலகுறைகள் இருந்தன. அவை:(1) தனிமங்களை அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் மெண்டலீஃப் அமைத்தாலும், அவர் எல்லாத் தனிமங்களையும் அவ்வாறு வரிசைப்படுத்தவில்லை. சில தனிமங்கள் மாற்றியமைக்கப்பட்டிருந்தன. (எடுத்துக்காட்டுகள்: Ar & K; Co & Ni ; Te & I.) (2) பண்புகள் வேறுபட்ட தனிமங்கள் (Cu & Na) ஒரே தொகுதியில் சேர்த்து வைக்கப்பட்டிருந்தன. அதே சமயத்தில் வேதிப் பண்புகளில் ஒத்த தனிமங்கள் பிரித்து வைக்கப்பட்டிருந்தன.

எனவே, தனிமங்களின் ஆவர்த்தனப் பண்புகளை நிர்ணயிக்கும் காரணி அணு எடை மட்டும் அன்று என்பது தெளிவாயிற்று.

மோஸ்லே (Moseley) தனிமத்தின் பண்புகளை நிர்ணயிப்பது 'அணு எடை' அன்று, 'அணு எண்'ணே என்று கூறினார். எனவே, ஆவர்த்தன விதி பின்வருமாறு திருத்தியமைக்கப்பட்டது.

''தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களுக்கு ஏற்ப ஆவர்த்தன முறையில் மாற்றமடைகின்றன.'' அணு எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்ட தனிம வரிசை அட்டவணைக்கும், மெண்டலீஃபின் அட்டவணைக்கும் அதிக வேறுபாடுகள் இல்லை. தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பையும், வேதிப்பண்புகளையும் விளக்கவல்ல நவீன தனிம வரிசை அட்டவணைக் கண்டு பிடிக்கப் பட்டது. இது நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணை எனப்படும்.

நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணை

நீள்வடிவ தனிமவரிசை அட்டவணை(long form of the periodic table) மிகவும் எளியது. இது, மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையை விரிவுபடுத்தி உண்டாக்கப்பட்டது. மெண்டலீஃபின் அட்டவணையிலிருந்த துணைத் தொகுதிகள் நீக்கப்பட்டு அத் தனிமங்களுக்குத் தனி இடங்கள் கொடுக்கப்பட்டன. அணு எண் களின் ஏறு வரிசையில் இந்த அட்டவணை அமைக்கப்பட்டுள்ளது.

கிடைமட்டமாக அமைந்துள்ள வரிசைகள், தொடர்கள் (periods) எனவும், செங்குத்தாக அமைந்துள்ள பகுதிகள் குழுக்கள் (groups) எனவும் அழைக்கப்படும். ஒரு பிரிவில் உள்ள தனிமங்கள், பண்பு களில் பெரும்பாலும் ஒத்து உள்ளன.

நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்

1. நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணையில், 18 செங்குத்தான பிரிவுகள் உள்ளன. இவை, IA, IB, IIA, IIB ....VII A, VII B, VIII, O எனக் குறிக்கப்பட்டுள்ளன.

2. சில தனிமங்கள் (அதாவது I A, II A, III B ..... VIIB), தம் வெளிச்சுற்றில் எலக்ட்ரான்கள் முழுமையாகப் பெறா மலும், உட் சுற்றில் முழுமையடைந்தும் உள்ளன. இவை, சாதாரண தனிமங்கள் (normal elements) அல்லது பிரதி நிதித்துவ தனிமங்கள் (representative elements) என அழைக்கப்படுகின்றன.

s கட்டம்		d கட்டம்										p கட்டம்					
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII			IB	IIB	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	0
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 – 71 * லாந்தனைடுகள்	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 – 103 ** ஆக்டினைடுகள்	104 Ku														

* லாந்தனைடுகள்	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
** ஆக்டினைடுகள்	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

படம் 49

நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணை

3. வேறு சில தனிமங்கள் (அதாவது III A...... VII A, VIII) ஆகியவற்றில் வெளிச் சுற்றிலும், அதற்கு முன்னுள்ள சுற்றி லும், எலக்ட்ரான்கள் முழுமையாகப் பெற்றிருக்கவில்லை. இவை, இடைநிலைத் தனிமங்கள் (transition elements) என அழைக்கப்படும்.

4. பூஜ்யக் குழுவில் உள்ள தனிமங்கள், தம் கூட்டில் முழுமை யான எண்ணிக்கையில் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. எனவே, இவை வினைபுரிவதில் மிகமிக மந்த நிலையைக் கொண்டுள்ளன. இதனால் இவை மந்த வாயுக்கள் (inert gases) என அழைக்கப்படுகின்றன.

5. கிடைமட்டமாக உள்ள வரிசைகள், தொடர்கள் (periods) என அழைக்கப்படுகின்றன. தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஏழு தொடர்கள் உள்ளன.

(*a*) முதல் தொடர்:	இரு தனிமங்கள் (H, He)
(*b*) 2-வது, 3-வது தொடர்கள்:	ஒவ்வொன்றிலும் 8 தனிமங்கள். Li—Ne; Na—Ar (சிறிய தொடர்)
(*c*) 4-வது, 5-வது தொடர்கள் :	ஒவ்வொரு தொடரிலும் 18 தனி மங்கள். K—Kr, Rb—Xe (நீள் தொடர்)
(*d*) 6-வது தொடர் : *	32 தனிமங்கள் உள்ளன. Cs—Rn. அரிய மண் (rare earths) தனிமங்கள் உள்ளன. (57-71)
(*e*) 7-வது தொடர் ; **	18 தனிமங்கள் உள்ளன; முழுதும் நிரப்பப்படாமல் உள்ளது. அணு எண் 93—105 வரை பெற்றுள்ள தனிமங்கள் தொகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்பட்டவை.

6. இடைநிலைத் தனிமங்களைப் புகுத்தவேண்டி நீள்தொடர்கள் விரிவு படுத்தப்பட்டுள்ளன.

7. அரிய வாயுக்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையின் வலது கோடியில் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

* லாந்தனைடுகளைக் (lanthanides) கொண்டுள்ளன.

** ஆக்டினைடுகளைக் (actinides) கொண்டுள்ளன.

8. லாந்தனைடுகளுக்கும், ஆக்டினைடுகளுக்கும் தனிம வரிசை அட்டவணையின் அடியில் இடம் ஒதுக்கப்பட்டுள்ளது.

9. VIII பிரிவுகள் உள்ள தனிமங்கள் மூன்று பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டு, குணங்களில் ஒத்த தனிமங்கள் ஒன்றாக வைக்கப் பட்டுள்ளன.

10. இதுவரை, அணு எண் 105 கொண்ட தனிமம் முடிய, மொத்தம் 105 தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. அணு எண் 103-க்குமேல் கொண்ட தனிமங்களின் பெயர்கள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அணுஎண்	பெயர்	குறியீடு
104	குர்ச்சடோவியம்	Ku
105	ஹானியம்	Ha

நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணையின் நன்மைகள் :

1. இது, அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பிரதிபலிக்கிறது. அணு எண் அதிகமாக அதிகமாக, எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் கூடுகிறது.

2. முழுமையான எலக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்ட அரிய வாயுக்கள், அட்டவணையின் வலது கோடியில் அமைந்துள்ளன.

3. ஒத்த குணங்களைக் கொண்ட தனிமங்கள், ஒன்ருக வைக்கப் பட்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, போரானும் (B), அலுமினியமும் (Al) ஒன்றாக ஒரே பிரிவில் உள்ளன.

4. உலோகத் தனிமங்கள் அட்டவணையின் இடப் பக்கத்திலும், அலோகத் தனிமங்கள் அட்டவணையின் வலப் பக்கத்திலும் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

5. போரானிலிருந்து, Si, As, Te வழியாக வரையப்படும் ஒரு மூலைவிட்டக் கோடு, உலோகங்களையும் அலோகங்களையும் தோராயமாகப் பிரிக்கவல்லது.

6. VIII பிரிவில் உள்ள தனிமங்கள் திருப்தியான இடங்களில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. முதலில் VII, O ஆகிய பிரிவுகளுக்கு இடையில் வைக்கப்பட்டிருந்தன. ஆனால், இப்போது மற்ற இடைநிலைத் தனிமங்களுக்கு அருகேயே இவை அமைந்துள்ளன.

குறைகள் : நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணையிலும் சில குறைகள் உள்ளன. அவை:

1. ஹைட்ரஜன், லாந்தனைடுகள், ஆக்டினைடுகள் ஆகிய தனிமங்களின் இடங்கள் திருப்தியளிக்கவில்லை.

2. Ba, Pb போன்ற ஒத்த வேதிப் பண்புகள் கொண்ட தனிமங்கள் பிரித்து வைக்கப்பட்டுள்ளன.

மேற்கண்ட குறைகள் நீள்வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணையில் காணப்பட்டாலும், அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு, வேதிப் பண்புகள் ஆகியவைகளை நன்கு பிரதிபலிப்பதால் இது பெரிதும் போற்றப்படுகிறது.

எலக்ட்ரான் அமைப்பு

ஒரு தனிமத்தின் இயற் பண்புகளும் வேதிப் பண்புகளும், அத் தனிமத்தின் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்து உள்ளன. ஓர் அணுவின் கரு, புரோட்டான்களையும் நியூட்ரான் களையும் கொண்டுள்ளது. கருவைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்கள் பல கூடுகளில் (shells) அமைந்துள்ளன. அவை, K, L, M, N, O, P என அழைக்கப்படுகின்றன. (ஆற்றலின் அளவும், கருவிலிருந்து தூரமும் இவ் வரிசையில் அதிகரித்துக்கொண்டு செல்கின்றன.) K, L, M, N போன்ற ஆற்றல் நிலைகள் n = 1, 2, 3, 4 போன்ற மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. n என்பது, முதன்மை அளவு எண் (Principal quantum number) ஆகும். ஒரு குறிப்பிட்ட ஆற்றல் நிலை (energy level), முழுமையாகக் கொள்ளக்கூடிய எலக்ட்ரான் களின் எண்ணிக்கை $2n^2$. n என்பது எலக்ட்ரான் கூட்டின் எண்ணைக் குறிக்கும். எனவே, K-கூடு 2 எலக்ட்ரான்களையும், L-கூடு 8 எலக்ட்ரான்களையும், M-கூடு 18 எலக்ட்ரான்களையும், N-கூடு 32 எலக்ட்ரான்களையும் அதிகபட்சம் கொள்ளமுடியும்.

முதல் கூட்டைத் தவிர மற்ற எல்லா ஆற்றல் கூடுகளிலும், s,p,d,f ஆகிய துணைக்கூடுகள் (sub-shells) உள்ளன. s துணைக் கூடு 2 எலக்ட்ரான்களையும், p துணைக் கூடு 6 எலக்ட்ரான் களையும், d துணைக்கூடு 10 எலக்ட்ரான்களையும், f துணைக்கூடு 14 எலக்ட்ரான்களையும் அதிகபட்சம் கொள்ள முடியும்.

L கூட்டில் உள்ள p துணைக் கூட்டில் அமைந்துள்ள எலக்ட் ரான்கள், 2p எலக்ட்ரான்கள் என அழைக்கப்படும். 2 என்பது இங்கு முதன்மை அளவு எண்ணைக் குறிக்கும். அதேபோல், 3s எலக்ட்ரான் என்பது, M கூட்டில் உள்ள s துணைக்கூட்டில்

அமைந்துள்ள எலக்ட்ரான்களைக் குறிக்கும். எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைத் துணைக் கூட்டைக் குறிக்கும் எழுத்தின் தலையில் எழுதுகிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, $1s^2$ என்றால், இரு எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன என பொருள்படும். மேலும், இது K கூட்டிலுள்ள s துணைக் கூட்டில் உள்ளது என்பதையும் குறிக்கும். துணைக் கூடுகள், மேலும், ஆர்பிட்டல்கள் (orbitals) எனவும் பிரிக்கப்படும். s துணைக்கூடு, ஒரே ஓர் ஆர்பிட்டலை மட்டும் கொண்டுள்ளது. p துணைக்கூடு 3 ஆர்பிட்டல்களையும், d துணைக்கூடு 5 ஆர்பிட்டல்களையும். f துணைக்கூடு 7 ஆர்பிட்டல்களையும் கொண்டுள்ளன. ஆனால், ஓர் ஆர்பிட்டல் அதிகபட்சம் 2 எலக்ட்ரான்களுக்கு மேல் கொண்டிருக்க முடியாது.

ஆற்றலின் நிலைக் கீழ்க்கண்டவாறு அதிகரிக்கிறது.

1s→ 2s→ 2p→ 3s→ 3p→ 4s→ 3d→ 4p→ 5s→
4d→ 5p→ 6s→ 4f→ 5d→ 6p→.

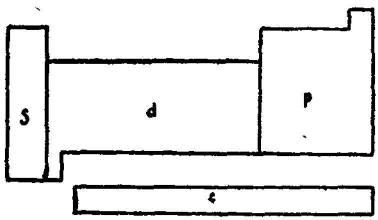
ஹைட்ரஜனிலிருந்து லாரென்சியம் வரை, அணு எண்ணின் மதிப்பு ஒவ்வொன்றாக அதிகமாகிக் கொண்டே செல்கிறது. அதாவது, ஆர்பிட்டல் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஒவ்வொன்றாக அதிகமாகிக்கொண்டே போகிறது.

கீழே சில தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அணு எண்	தனிமம் n =	K 1 s	L 2 s p	M 3 s p d	N 4 s p d f	O 5 s p d f	P 6 s p d f	Q 7 s
1	H	1						
2	He	2						
3	Li	2	1					
19	K	2	2, 6	2,6	1			
21	Sc	2	2, 6	2,6,1	2			
30	Zn	2	2, 6	2,6,10	2			
57	La	2	2, 6	2,6,10	2,6,10,0	2,6,1,0	2	

s, p, d, f தொகுதிகளாகத் (block) தனிமங்களை வகைப் படுத்துதல்

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைக் கருத்தில் கொண்டு, அவைகளை நான்கு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்.



படம் 50

தனிமங்களை s,p,d,f தொகுதிகளாக வகைப்படுத்துதல்

(அ) வகை I: s, p ஆகிய துணைக்கூடுகளில் அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்களைப் பெற்று முழுமையடைந்த எலக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்ட தனிமங்கள், இவ்வகையைச் சாரும். s துணைக்கூடு அதிகபட்சம் 2 எலக்ட்ரான்களையும், p துணைக்கூடு அதிகபட்சம் 6 எலக்ட்ரான்களையும் கொண்டிருக்க முடியும். எனவே, இவ்வகையைச் சேர்ந்த தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு, கடைசிக் கூட்டில் $ns^2\ np^6$ என்றிருக்கும். இவை, நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டிருப்பதால், சாதாரணமாக எவ் வினையிலும் ஈடுபடுவதில்லை. இவை, தனிம வரிசை அட்டவணையில் பூஜ்யக் குழுவில் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

(ஆ) வகை II: இவ்வகைத் தனிமங்களின் அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் கடைசிக் கூடுகளில், ns^1 முதல் $ns^2\ np^5$ வரை இருக்கும். இத் தனிமங்கள், சாதாரணத் தனிமங்கள் (normal elements) அல்லது பிரதிநிதித்துவத் தனிமங்கள் (representative elements) என அழைக்கப்படும். இவை, மேலும், s–கட்ட தனிமங்கள், p-கட்ட தனிமங்கள் என இருவகைகளாகப் பிரிக்கப்படும்.

s Block		p Block				
I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B
ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2p^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5

(அ) s தொகுதி தனிமங்கள்

IA, IIA ஆகிய பிரிவுகளில் உள்ள தனிமங்கள், தம் கடைசிக் கூட்டில், அதாவது s துணைக்கூட்டில் மட்டுமே எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. எனவே, இவை s தொகுதி தனிமங்கள் என அழைக்கப்படும். ஒவ்வொரு s தொகுதி தனிமமும், அதிக அளவு நேர்மின் தன்மை (electropositive nature) கொண்டுள்ளது. இவை எல்லாமே உலோகங்கள். ஒரே மாதிரியான ஆக்சிஜனேற்ற அயனிகளைத் தரக்கூடியன. (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr; Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.)

(ஆ) p தொகுதி தனிமங்கள்

III B முதல் VII B முடிய உள்ள தனிமங்கள் இவ்வகையைச் சேரும். இத் தனிமங்களின் அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் கடைசித் துணைக்கூடாக p உள்ளது. இதில், np^1 முதல் np^5 வரை எலக்ட்ரான்கள் அமைந்துள்ளன. எனவே, இவை p தொகுதி தனிமங்கள் என அழைக்கப்படும். இத் தனிமங்களின் கடைசிக் கூட்டின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு ns^2np^1 முதல் ns^2np^5 முடிய உள்ளது. இவ்வகைத் தனிமங்கள் எல்லாமே அலோகங்கள். (As, Sb ஆகியவைகள் உலோகப் போலிகள்.) இவை, இருவித ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைக் கொண்டுள்ளன. எலக்ட்ரான்களை இழந்து அல்லது பெற்று அல்லது பகிர்ந்து வேதி வினைகளில் ஈடுபடுகின்றன. (B to Tl, C to Pb, N to Bi, O to Po, F to At.)

(இ) மூன்றாம் வகை: d தொகுதி தனிமங்கள் (இடைநிலைத் தனிமங்கள்) (Transition Elements)

இவ்வகைத் தனிமங்களின் அணுக்கள் நிறைவுறாத இரு கடைசிக் கூடுகளைக் கொண்டுள்ளன. III B,......VII B, VIII ஆகிய பிரிவுகளில் உள்ள தனிமங்கள் இந்த வகையைச் சாரும். இவை, s, p தொகுதி தனிமங்களுக்கு இடையே அமைந்திருப்பதால் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. அதிக நேர் மின் தன்மை கொண்ட s தொகுதி தனிமங்களுக்கும், அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை கொண்ட p-தொகுதி தனிமங்களுக்கும் இடையில் இவை பாலம் போல் அமைந்துள்ளன. அணு எண் அதிகமாக அதிகமாக, எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாகிறது. இவை கடைசிக் கூட்டிற்கு முன்னுள்ள (penultimate) கூட்டில் அமைந்துள்ள d துணைக்கூட்டில் சேருகின்றன. இவ்வகைத் தனிமங்கள், d தொகுதி தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுவதற்கு இதுவே காரணமாகும். ஒவ்வொரு தொடரிலும் (period) பத்து d-கட்ட தனிமங்கள் உள்ளன.

எலக்ட்ரான் அமைப்பு	(n - 1) d^1ns^2	d^2s^2	d^3s^2	d^4s^2	d^5s^2	d^6s^2	d^7s^2	d^8s^2	$d^{10}s^1$	$d^{10}s^2$
3d	Sc(21)	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn (30)
4d	Y (39)	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd (48)
5d	La(57)	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg (80)

இத் தனிமங்கள் எல்லாவற்றிலும் கடைசிக் கூட்டில் உள்ள s ஆர்பிட்டல் முழுமையாக அல்லது பாதியாக நிரப்பப்பட்டிருக்கும். ஆனால், அதற்கு முன்னுள்ள கூடு முழுமையாக நிரப்பப்பட்டிருக்காது. இடைநிலைத் தனிமங்கள் இயல், வேதிப் பண்புகளில் பொதுவாக ஒத்துக் காணப்படும்.

(ஈ) நான்காம் வகை: f தொகுதி தனிமங்கள் (உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள்) (Inner-Transition Elements)

இவ்வகைத் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பில், d துணைக் கூடுமட்டுமல்லாது f துணைக்கூடும் நிறைவுறாது இருக்கும். எனவே, இத் தனிமங்கள் f தொகுதி தனிமங்கள் என அழைக்கப்படும். நிறைவுறாத இந்த f துணைக்கூடு, கடைசிக் கூட்டிலிருந்து மூன்றாவதாக உள்ளே அமைந்துள்ள கூட்டில் உள்ளது. அதிகமாகும் எலக்ட்ரான்கள் இந்த f துணைக் கூட்டில் சென்று சேருகின்றன. கடைசிக் கூட்டில், எலக்ட்ரான் அமைப்பு, எல்லா தனிமங்களுக்கும் ஒரே மாதிரியாக இருக்கும் எனவே, இவை உள்இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவையே லாந்தனைடுகள், ஆக்டினைடுகள் ஆகும்; இவை வேதிப் பண்புகளில் பெரும்பாலும் ஒத்துள்ளன. தனிம வரிசை அட்டவணையில் இவற்றிற்கு இடம் இல்லாததால், இவை கீழே தனியாக வைக்கப்பட்டுள்ளன.

லாந்தனைடுகளும் ஆக்டினைடுகளும்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் கீழ்ப்பகுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ளவை லாந்தனைடுகளும் ஆக்டினைடுகளும் ஆகும்.

லாந்தனம் முதலாக, லுட்டீசியம் ஈறாக உள்ள 15 தனிமங்கள் லாந்தனைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றில் 4f ஆர்பிட்டலில் படிப்படியாக 1 முதல் 14 வரை எலக்ட்ரான்கள் அதிகமாகிக்கொண்டு செல்கின்றன. ஆக்டீனியம் முதலாக லாரென்சியம் முடிய உள்ள தனிமங்கள் ஆக்டினைடுகள் எனப்படும். 5f

ஆர்பிட்டலில் மட்டும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையில் வேறுபாடு உண்டு. ஆக்டினைடுகள் எல்லாமே கதிர்வீச்சுத் தன்மை (radioactivity) கொண்டவை. கீழே சில தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

தனிமங்கள்	அணு எண்	K L M	N 4s 4p 4d 4f	O 5s 5p 5d 5f	P 6s 6p 6d	Q 7s
La	57	2 8 18	2 6 10	2 6 1	2	
Ce	58	2 8 18	2 6 10 2	2 6	2	
Pr	59	2 8 18	2 6 10 3	2 6	2	
Yb	70	2 8 18	2 6 10 14	2 6	2	
Lu	71	2 8 18	2 6 10 14	2 6 1	2	
Pa	91	2 8 18	2 6 10 14	2 6 10 2	2 6 1	2
U	92	2 8 18	2 6 10 14	2 6. 10 3	2 6 1	2
Lr	103	2 8 18	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6 1	2

லாந்தனைடுகள் அல்லது ஆக்டினைடுகளில் இடப் பக்கத்திலிருந்து வலப் பக்கமாகச் செல்லச் செல்ல, எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையில் ஒன்று அதிகமாகிக்கொண்டே செல்கிறது. இவ்வெலக்ட்ரான் கடைசிக் கூட்டிற்கு முன்னுள்ள கூட்டில் அமைந்துள்ள f துணைக் கூட்டில் சேர்க்கப்படுகிறது. அதே சமயத்தில் அணுக்கருவில் புரோட்டான் எண்ணிக்கையில் ஒன்று அதிகமாகிறது. ஆக, மின்னேற்றத் தன்மை கூடுவதால் இறுக்கம் ஏற்படுகிறது. அதாவது, அணு பருமனளவில் குறைவு ஏற்படுகிறது. இதுவே, லாந்தனைடு சுருக்கம் (Lanthanide contraction) எனப்படும். Zr-ஐவிட Hf-ன் சகபிணைப்பு ஆரம் (covalent radius) குறைவாக இருப்பதற்கு இதுவே காரணமாகும்.

தனிமங்களின் இயல், வேதிப் பண்புகள் அணு எண்களுக்கேற்ப ஆவர்த்தன முறையில் மாறுபடுகின்றன. ஆவர்த்தனப் பண்புகளுக்கு அடிப்படை, கடைசிக் கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் ஆகும். இவைதான் அணுக்களுக்கிடையே உள்ள விசை, அடர்த்தி, அணுப் பருமனளவு, அணு அயனி ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் ஆகிய பண்புகளை நிர்ணயிப்பது ஆகும்.

தனிமங்களை அணு எண்களுக்கேற்ப வரிசைப்படுத்தி அமைக்கும் பொழுது, குறிப்பிட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப்பின் திரும்பவும் வருவதைக் கீழ்க்கண்ட எடுத்துக்காட்டிலிருந்து அறியலாம்.

C	Si	Ge	Sn	Pb	ns^2	np^2
N	P	As	Sb	Bi	ns^2	np^3
F	Cl	Br	I	At	ns^2	np^5

இதுவே, ஆவர்த்தனப் பண்பு என அழைக்கப்படுகிறது.

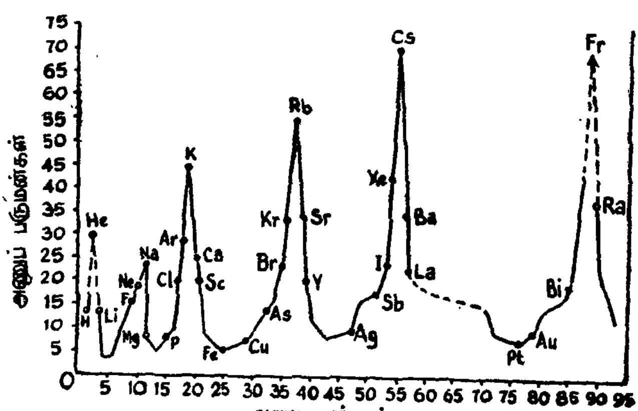
அணுப் பருமனளவு (Atomic volume)

ஒரு கிராம் அணு எடை உள்ள தனிமம் திடநிலையில் எவ்வளவு பருமன் கொண்டிருக்குமோ, அதுவே அத் தனிமத்தின் அணுப் பருமனளவு ஆகும்.

இதைக் கீழ்க்கண்டவாறும் வரையறுக்கலாம் :

$$\text{அணுப் பருமனளவு (cc)} = \frac{\text{1 கிராம் அணுஎடை (1 gm-atomic weight)}}{\text{அடர்த்தி (density)}}$$

லோதர் மேயர் என்ற அறிஞர், அணுப் பருமனளவையும், அணு எண்ணையும் தொடர்புபடுத்தி ஒரு வரைபடம் வரைந்தார்.



படம் 51

அணு எண்களுக்கேற்ப அணுப் பருமனளவில் உண்டாகும் மாற்றம்

(படம் 51 காண்க.) இவ் வரைபடத்தில், ஒரே தன்மையுடைய தனிமங்கள் வளைகோடுகளின் ஒரே மாதிரியான இடங்களில் இருக்கின்றன. வளைவுகளின் ஏற்றங்களில் எதிர்மின் தன்மையுள்ள தனிமங்களும், இறக்கங்களின் நேர்மின் தன்மையுள்ள தனிமங்களும், உச்ச எல்லைகளில் கார உலோகங்களும் இருக்கின்றன. எனவே, அணுப் பருமனளவு ஓர் ஆவர்த்தனப் பண்பு என்பது புலனாகிறது.

அதிக வினை புரியும் வீரியம் மிக்க தனிமங்கள் அணுப் பருமனளவில் மிகுந்தும், வீரியம் குறைந்தவை அணுப் பருமனளவில் குறைந்தும் இருக்கும் என மெண்டலீஃப் கூறியிருக்கிறார்.

அணு ஆரம் (Atomic radius)

ஓர் அணுவைத் தனியாகப் பிரித்து, அதன் ஆரத்தைக் கணக்கிடுவது இயலாத காரியம். அவ்வாறு கணக்கிட முடிந்தாலும், தன்னையொத்த அல்லது மாறுபட்ட அணுக்களுடன் அது கூடியிருக்கும்பொழுது அவ்வணுவின் ஆரம் மாறும். முற்றிலும் சகபிணைப்புச் சேர்மங்களை ஒரு தனிமத்தின் அணுக்கள் உண்டாக்கும் பொழுது, சகபிணைப்பு ஆரத்தை (covalent radius) கணக்கிடலாம். சகபிணைப்பு ஆரமும், அணுவின் ஆரமும் பெரும்பாலும் எல்லாத் தனிமங்களுக்கும் ஒத்துள்ளன. உலோகத் தனிமங்களில் மட்டும் சிறிது வேறுபாடு உள்ளது.

கீழே சில தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

தொடர்	s கட்ட தனிமங்கள்		p கட்ட தனிமங்கள்				
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B
1	H 0.37						
2	Li 1.34	Be 0.90	B 0.82	C 0.77	N 0.75	O 0.73	F 0.72
3	Na 1.54	Mg 1.30	Al 1.18	Si 1.11	P 1.06	S 1.02	Cl 0.99
4	K 1.96	Ca 1.74	Ga 1.26	Ge 1.22	As 1.19	Se 1.16	Br 1.14

ஒரு தொடரில் இடப் பக்கத்திலிருந்து வலப் பக்கமாகச் செல்லச் செல்ல, அணுவின் ஆரம் குறைந்துகொண்டே செல்கிறது. அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் அதிகமாகிறது. ஆனால், இவ்வெலக்ட்ரான்கள் ஒரே ஆற்றல் நிலையில் உள்ள கூட்டில் சென்று சேருகின்றன. மேலும், கருவின் மின்னேற்றமும் அதிகமாகிறது. எனவே, அணுக்கருவிற்கும், கடைசிக் கூடு எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே உள்ள தூரம் குறைகிறது. அதாவது, அணுவின் ஆரம் குறைகிறது.

ஒரு பிரிவில் மேலிருந்து கீழாகப் பார்க்கும்பொழுது. தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் அதிகமாகிக்கொண்டு செல்கின்றன. இதற்குக் காரணம், அதிகமாகும் எலக்ட்ரான்கள் புதிய ஆற்றல் நிலையில் உள்ள கூட்டில் சென்று சேருவதேயாகும்.

அயனி ஆரம் (Ionic radius)

படிகங்களில் இரு அயனி ஆரங்களின் கூட்டுத்தொகையானது, அவ்விரு அயனிகளின் உட்கருக்களுக்கிடையே உள்ள தூரம் எனக் கொள்ளலாம். ஆனால், ஓர் அயனியின் ஆரம் அதைச் சுற்றியுள்ள அடுத்த வகை அயனிக்கேற்பச் சிறிது மாறுபடும்.

அணுக்கள், எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றோ அல்லது இழந்தோ அயனிகளாக மாறுகின்றன. ஓர் அணு, ஒன்றோ அல்லது அதற்கு மேற்பட்டோ எலக்ட்ரான்களைப் பெறும்பொழுது எதிர்மின் அயனியாகவும், எலக்ட்ரான்களை இழக்கும்பொழுது நேர்மின் அயனியாகவும் மாறுகிறது. நேர்மின் அயனி உண்டாகும்பொழுது, அதன் ஆரம் அணுவின் ஆரத்தைவிடக் குறைவாக இருக்கும்.

எடுத்துக்காட்டு: (1) சோடியத்தின் (Na) அணுஆரம் = 1.57 Å

Na^+ அயனியின் ஆரம் = 0.98 Å

(2) Fe-ன் அணு ஆரம் = 1.17 Å

Fe^{2+} அயனியின் ஆரம் = 0.76 Å

Fe^{3+} அயனியின் ஆரம் = 0.64 Å

எதிர்மின் அயனி உண்டாகும் பொழுது அதன் ஆரம் அணுவின் ஆரத்தைவிட அதிகமாக உள்ளது.

எடுத்துக்காட்டு: Cl அணு ஆரம் = 0.99 Å

Cl⁻ அயனி ஆரம் = 1.81 Å

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தொடரில் இடப் பக்கத்திலிருந்து வலப் பக்கமாகச் செல்லச் செல்ல அயனியின் ஆரம் குறைந்து கொண்டே செல்கிறது. ஒரு பிரிவில், மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது அயனியின் ஆரம் அதிகரிக்கிறது.

அயனியாக்கும் ஆற்றல் (Ionisation Energy or Ionisation Potential)

வாயு நிலையிலுள்ள ஒரு நடுநிலை அணு, அது சாதாரணமாகக் கடைநிலையிலிருக்கும்பொழுது (ground state) அதில் மிக எளிதாகப் பிணைக்கப்பட்ட எலக்ட்ரானை, அணுவிலிருந்து முழுமையாக நீக்கு வதற்குத் தேவையான ஆற்றலை, அவ்வணுத் தனிமத்தின் அயனி யாக்கும் ஆற்றல்என்கிறோம். இது, 'முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல்' (E_1) என்று அழைக்கப்படுகிறது.

ஒற்றை நேர் மின்னேற்றமுள்ள அயனியிலிருந்து, ஓர் எலக்ட் ரானை நீக்குவதற்குத் தேவையான ஆற்றல் 'இரண்டாம் அயனி யாக்கும் ஆற்றல்' (E_2) என்றும், இரட்டை நேர் மின்னேற்றமுள்ள அயனியிலிருந்து ஓர் எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்குத் தேவையான ஆற்றல்' மூன்றாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல்' (E_3) என்றும் அழைக்கப் படுகின்றன.

$M \rightarrow M^+ + e^-$ (முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல்)

$M^+ \rightarrow M^{++} + e^-$ (இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல்)

ஒரு குறிப்பிட்ட அணுவின் அயனியாக்கல் ஆற்றல்கள் எப் பொழுதும் கீழ்க்கண்ட வரிசையில் அதிகரிக்கும்.

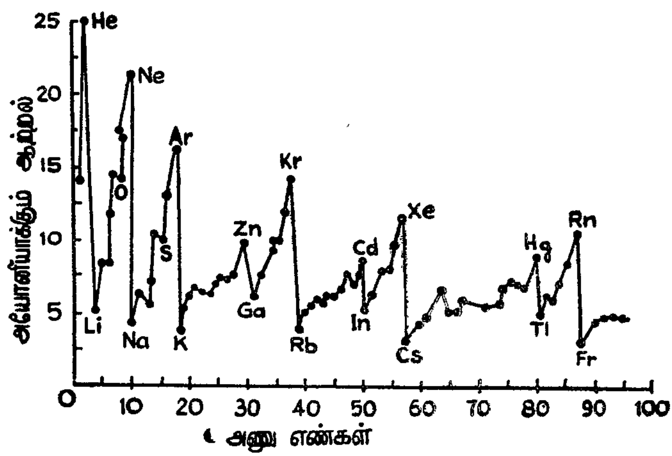
$E_1 < E_2 < E_3 < E_4 < E_5 \ldots \ldots < E_n$

(n = அணுவில் உள்ள மொத்த எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை.)

அயனியாக்கல் ஆற்றல்கள் கீழ்க்கண்ட நான்கு குணங்களைப் பொறுத்து மாறுபடும். (1) உட்கருவின் மின்னேற்ற அளவு, (2) அணுவின் ஆரம், (3) உள் ஆற்றல் நிலைகளில் உள்ள எலக்ட் ரான்களின் மறைப்புத் தன்மை, (4) கடைசி எலக்ட்ரான் கீழ்

நிலையில் உள்ள எலக்ட்ரான்களால் உண்டாக்கப்பட்ட மின்னேற்ற மண்டலங்களை ஊடுருவும் தன்மை. இவை நான்கும் ஒன்றுக் கொன்று தொடர்புடையனவாகும். ஒரே முதன்மை அளவு எண் (principal quantum number) உள்ள ஆற்றல் நிலையில் எலக்ட்ரான் களின் ஊடுருவும் தன்மை s > p > d > f என்ற வரிசையில் குறை கிறது. எனவே, ns எலக்ட்ரான் np எலக்ட்ரானை விடவும், np எலக்ட் ரான் nd எலக்ட்ரானை விடவும், nd எலக்ட்ரான் nf எலக்ட்ரானை விடவும் இறுக்கமாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது.

முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலிலுள்ள ஆவர்த்தனத் தன்மையை வரைபடம் 52 மூலம் காணலாம். இதில் அணு எண்ணிற்கு எதிராக அயனியாக்கும் ஆற்றல் (eV) வரையப்பட்டுள்ளது.



படம் 52
அணு எண்ணிற்கும் முதல் அயனியாக்கல் ஆற்றலுக்குமுள்ள தொடர்பு

வளைவுக் கோட்டின் குறைவு எல்லைகளில் (minima), கார உலோகங்களும், உச்ச எல்லைகளில் (maxima) மந்த வாயுக்களும் உள்ளன. பொதுவாக, ஒவ்வொரு தொடரிலும் அயனியாக்கும் ஆற்றல் இடப் பக்கமிருந்து படிப்படியாக அதிகமாகிக்கொண்டே சென்று, மந்த வாயுக்களில் உயர்ந்த அளவைப் பெறுகின்றது. இரண்டாவது, மூன்றாவது தொடர்களிலுள்ள தனிமங்களின் அயனி யாக்கும் ஆற்றல் eV-அளவுகளில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

தொடர்கள்	பிரிவுகள்							
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	பூஜ்யம்
2	Li 5.4	Be 9.3	B 8.3	C 11.3	N 14.6	O 13.6	F 17.4	Ne 21.6
3	Na 5.14	Mg 7.6	Al 6.0	Si 8.15	P 11.0	S 10.4	Cl 13.0	Ar 15.8

எலெக்ட்ரான்கவர் ஆற்றல் (Electronegativity)

எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலைப் பாலிங் (Pauling) என்ற அறிஞர் பின்வருமாறு வரையறுக்கிருர் : ''ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள ஓர் அணு, தம்பால் எலக்ட்ரான்களைக் கவர்ந்திழுக்கும் சக்தியே'' அவ்வணுவின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலாகும்.

இரு அணுக்கள் ஒரே மாதிரியான எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலைக் கொண்டிருக்குமானால், அவைகளுக்கிடையே உண்டாகும் பிணைப்பு சக பிணைப்பு (covalent bond) ஆகும். இருஅணுக்களின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்களில் அதிக வேறுபாடு இருப்பின், உண்டாகக் கூடிய பிணைப்பு அயனிப் பிணைப்பாகும் (ionic bond).

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தொடரில் இடப் பக்கத்திலிருந்து வலப் பக்கமாகச் செல்லச் செல்ல, எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் அதிகமாகிக்கொண்டே செல்கிறது. இடக் கோடியில் உள்ள கார உலோகத் தனிமங்கள் மிகக் குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்களையும், வலப் பக்கத்தில் உள்ள உப்பீனிகள் மிக அதிக எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்களையும் கொண்டுள்ளன.

2, 3ஆவது தொடர்கள் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்கள் :

தொடர்	குழு I A	குழு II A	குழு III B	குழு IV B	குழு V B	குழு VI B	குழு VII B
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
3	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0

பயன்கள்: (1) எலக்ட்ரான்கவர் ஆற்றலைக் கொண்டு சேர்மங்களின் பிணைப்பு ஆற்றலையும், நிலைப்புத் தன்மையையும் (stability) கணக்கிட முடிகிறது. (2) சேர்மங்களின் அயனித் தன்மையை (ionic character) அறிய முடிகிறது.

கேள்விகள்

பகுதி (அ)

1. கீழ்க்கண்டவைகளில் எது ஆவர்த்தனப் பண்பு கொண்டது? (அ) அணுஎடை (ஆ) அணு பருமனளவு (இ) அணு எண் (ஈ) நிறை எண்.

2. கீழ்க்கண்டவைகளில் எப்பண்புகள் தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஒரு பிரிவில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்பொழுது அதிகரித்துக்கொண்டு செல்கின்றன?

   (அ) அணு பருமனளவு (ஆ) எலக்ட்ரான் கவர்ஆற்றல் (இ) எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி (ஈ) அயனியாக்கும் ஆற்றல்.

3. தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தொடரில் அணு எண் அதிகமாகும் பொழுது கீழ்க்கண்ட பண்புகளில் எவை அதிகரிக்கின்றன?

   (அ அணுப் பருமனளவு (ஆ) எலக்ட்ரான் கவர்ஆற்றல் (இ) எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி (ஈ) அயனியாக்கும் ஆற்றல்.

4. நிரப்பப்படாத மூன்று கூடுகளைக்கொண்ட தனிமங்கள் எவ்வாறு அழைக்கப்படும்?

   (அ) சாதாரணத் தனிமங்கள் அல்லது பிரதிநிதித்துவத் தனிமங்கள் (ஆ) இடைநிலைத் தனிமங்கள் (இ) அரிய வாயுக்கள் (ஈ) f-தொகுதித் தனிமங்கள்.

5. உலோகப் பண்பு அதிகமாகும்பொழுது பின்வருபவற்றுள் எந்த மாற்றம் நிகழ்கிறது? (அ) அயனியாக்கல் ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது. (ஆ) எலக்ட்ரான் கவர்ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது (இ) அயனியாக்கல் ஆற்றல் குறைகிறது.

6. ஒரு தொடரின் இடப் பக்கத்திலிருந்து வலப் பக்கமாகச் செல்லும் பொழுது அணுவின் ஆரம் குறைகிறது. அதற்குக் காரணம் எது? (அ) கருவின் மின்னேற்றம் அதிகமாகிறது (ஆ) கருவின் மின்னேற்றம் குறைகிறது (இ) அயனியாக்கல் ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது (4) எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி அதிகரிக்கிறது.

7. 'லித்தியமும் மெக்னீசியமும்' அல்லது 'பெரிலியமும் அலு மினியமும்' பண்புகளில் ஒத்து இருப்பதற்குக் காரணம் எது ? (அ) ஒத்த அயனி ஆரங்கள் (ஆ) அதிக நேர்மின் தன்மை (இ) ஒத்த அயனி மின்னேற்றம் (ஈ) அவைகளின் வீரியப்பண்பு.

8. நவீன ஆவர்த்தன விதிப்படி, தனிமங்களின் பண்புகள் அவை களின் ———— பொறுத்துள்ளன.

9. ஓர் அணுவின் பருமனளவைவிட, அதன் நேர்மின் அயனியின் பருமனளவு ———— இருக்கும்; அதன் எதிர்மின் அயனியின் பருமனளவு———— இருக்கும்.

10. தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு பிரிவில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்ல செல்ல, காரத்தன்மை ————.

11. ஒரு தனிமத்தின் ஓர்———— அணு அடைத்துக்கொண்டுள்ள பருமன் அளவு அவ்வணுவின் பருமனளவு ஆகும்.

12. La முதல் Lu வரை அணுக்களின் பருமனளவு குறைவது, ———— என்றழைக்கப்படும்.

13. ஓர் அணு எலக்ட்ரான்களை இழக்கத் தேவைப்படும் ஆற்றல், ———— என்றழைக்கப்படும்.

14. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களை அவைகளின் அணு பருமனளவின் ஏறு வரிசையில் எழுதுக.

Cs, Na, K, Li, Rb

15. கீழ்க்கண்டவைகளின் எலக்ட்ரான் கவர்ஆற்றல் இறங்கு வரிசையில் அவைகளை வரிசைப்படுத்துக.

Na, C, F, O, I

16. கீழ்க்கண்ட கூற்று சரியா ? தவறா ?
தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தொடரில் இடப் பக்கத்தி லிருந்து வலப் பக்கமாகச் செல்லச்செல்லத் தனிமங்களின் அணுக்களின் பருமனளவில் எவ்வித மாற்றமும் இல்லை.

பகுதி (ஆ)

17. அயனியாக்கல் ஆற்றல் என்றால் என்ன? தனிம வரிசை அட்டவணையில் தொடரின் ஒருபுறமிருந்து மறுபுறமாகச் செல்லும்பொழுது இது அதிகரித்தும், பிரிவுகளில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்பொழுது இது குறைந்தும் காணப்படு வதற்குக் காரணம் யாது ?

18. அதிக எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி கொண்ட அணுவின் அயனியாக்கல் ஆற்றல் அதிகமாக இருக்குமா? குறைவாக இருக்குமா? காரணம் யாது?

19. தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் எவ்வாறு மாற்றமடைகின்றன? (i) பிரிவுகளில் மேலிருந்து கீழாக (ii) தொடரின் இடதுபுறமிருந்து வலதுபுறம்வரை. இதற்குக் காரணம் யாது?

20. ஆவர்த்தன விதி பின்கண்டவாறு கூறப்பட்டுள்ளது. "தனிமங்களின் ஆவர்த்தனப் பண்புகள், அவைகளின் அணு எண்களைப் பொறுத்துள்ளன." இதற்கான விளக்கத்தை எழுதுக.

21. கீழ்க்கண்ட சொற்களை வேறுபடுத்தியறிய விளக்கம் தருக: அணு எண், நிறை எண், அணு எடை.

பகுதி (இ)

22. மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் எவ்வித மாற்றங்கள் செய்யப்பட்டு, தற்பொழுது உள்ள நீள் வடிவ தனிம வரிசை அட்டவணை தோன்றியது?

23. எலக்ட்ரான் அமைப்புக்கு ஏற்றவாறு தனிமங்களை எவ்வாறு பிரிக்கலாம்? கீழே உள்ள தனிமங்களை அதற்கேற்ப வகைப் படுத்துக: Ne, Na, U

24. (அ) லாந்தனைடு குறுக்கம் என்றால் என்ன? (ஆ) இதற்குக் காரணம் யாது? (இ) இதன் விளைவுகள் யாவை?

25. அணு ஆரம், எலக்ட்ரான் கவர்ஆற்றல், எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி ஆகிய பண்புகள் ஒவ்வொரு (அ) பிரிவிலும் (ஆ) தொடரிலும் எவ்வாறு மாற்றம் அடைகின்றன?

26. (அ) குறுகிய, நீண்ட தொடர்கள் யாவை?
(ஆ) அவற்றில் உள்ள தனிமங்களின் எண்ணிக்கைக்குக் காரணமும் விளக்கமும் எழுதுக.

27. ஒரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு 2, 8, 18, 7.
(அ) இத்தனிமம் ஹைட்ரஜனுடன் என்ன இணைதிறனைக் கொண்டிருக்கும்? (ஆ) இத் தனிமம் ஆக்சிஜனேற்றியா அல்லது ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியா? (இ) இது நேர்மின் அயனியைக் கொடுக்குமா அல்லது எதிர்மின் அயனியைக் கொடுக்குமா? (ஈ) இயற்கையில் இது தனித்து இருக்குமா இருக்காதா?

அத்தியாயம் 2

ஹைட்ரஜன்

குறியீடு : H, மூலக்கூறு வாய்பாடு : H_2 இணைதிறன் : 1
அணுஎடை : 1·008 அணு எண் : 1

தோற்றம்

இயற்கையில் தனிம நிலையில் எரிமலையிலிருந்து வரும் வாயுக்களிலும், சூரியனின் வெளிப்பகுதியிலும் இது உள்ளது. சேர்மங்களில் நீர், அமிலங்கள், காரங்கள் ஆகியவைகளில் ஹைட்ரஜன் உள்ளது.

தயாரிக்கும் முறைகள்

1. **நீரிலிருந்து தயாரிக்கும் முறை :** சோடியம், பொட்டாசியம் முதலிய கார உலோகங்கள், குளிர்ந்த நீருடன் வீரியத்துடன் வினை புரிந்து, ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன.

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

நீராவியைச் செஞ்சூடாக்கப்பட்ட இரும்பின்மேல் செலுத்தி, அல்லது செஞ்சூடான கரியின்மேல் செலுத்தி, ஹைட்ரஜனைப் பெறலாம்.

$$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$
$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2\uparrow$$

அமிலம் அல்லது காரம் கலந்த நீரை மின்னாற் பகுத்தும், ஹைட்ரஜனைப் பெறலாம்.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$
$$\left.\begin{array}{l} H^+ + e^- \rightarrow H \\ 2H \rightarrow H_2 \end{array}\right\} \text{எதிர் மின் முனை}$$

2. **அமிலங்களிலிருந்து:** கார உலோகங்கள் அமிலக் கரைசல்களுடன் வினைபுரிந்து, ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகின்றன. சோதனைச்சாலை முறையில் ஹைட்ரஜன் தயாரிக்க, துத்தநாகம் (Zinc) நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

3. **காரங்களிலிருந்து :** சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் அலுமினியம், துத்தநாகம் அல்லது சிலிகன் போன்ற உலோகங்கள் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கின்றன.

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow \underset{\text{சோடியம் அலுமினேட்}}{2NaAlO_2} + 3H_2\uparrow$$

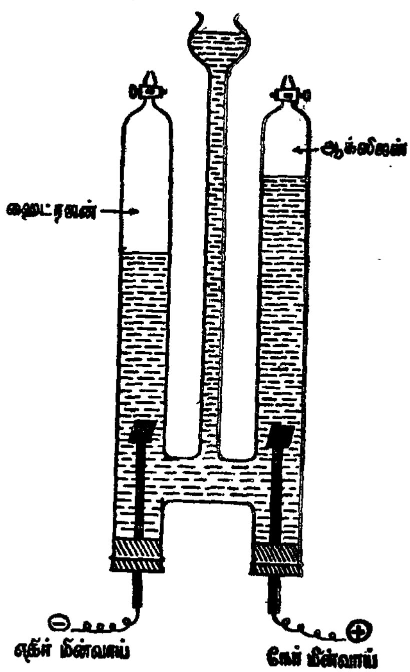
$$Zn + 2NaOH \rightarrow \underset{\text{சோடியம் சிங்கேட்}}{Na_2ZnO_2} + H_2\uparrow$$

4. மின் பகுமுறையில் ஹைட்ரஜனைத் தயாரித்தல் (Electrolysis of water) : மின்சாரம் எளிதாகக் கிடைக்கும் இடத்தில், அதை உபயோகித்து நீரை மின்னாற்பகுத்து, அதிக அளவில் ஹைட்ரஜனைப் பெறலாம். தூய நீர் மின்சாரத்தைக் கடத்தாது. ஆகையால், சிறிது நீர்த்த கந்தக அமிலம் கலந்த நீரைப் பயன்படுத்தவேண்டும். நிக்கல் மின்முனைகளைப் பயன்படுத்தி நீரை மின்னாற்பகுக்கும் பொழுது, கீழ்க்கண்ட வினைகள் ஏற்படுகின்றன.

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{2-}$$

$$\left.\begin{array}{l} H^+ + e^- \rightarrow H \\ 2H \rightarrow H_2 \end{array}\right\} \text{எதிர்மின் முனை}$$

$$\left.\begin{array}{l} SO_4^{2-} \rightarrow SO_4 + 2e^- \\ SO_4 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + O \\ 2O \rightarrow O_2 \uparrow \end{array}\right\} \text{நேர்மின் முனை}$$



படம் 53
நீரை மின்னாற்பகுத்தல்

உலகில் 18%-க்கு மேலான ஹைட்ரஜனின் உற்பத்தி, நீரிலிருந்து மின்னாற் பகுத்தல் மூலம் நடைபெறுகிறது.

5. லேன் முறை (Lane's Process) : செஞ்சூடாக்கப்பட்ட இரும்புத்தூள் வழியாக நீராவியைச் செலுத்தி, இம்முறையில் ஹைட்ரஜனைப் பெறுகிறார்கள்.

$$3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

காந்த
ஆக்சைடு

இது ஒரு மீள்வினை. ஆகவே, உண்டாகக்கூடிய H_2 அவ்வப்பொழுது நீக்கப்படுகிறது. நீர் வாயுவைப் (H_2, CO சேர்ந்த கலவை) பயன்படுத்தி, இரும்பு ஆக்சைடு (காந்த ஆக்சைடு) இரும்பாகப் புதுப்பிக்கப்படுகிறது.

$$Fe_3O_4 + 4H_2 \rightarrow 3Fe + 4H_2O$$
$$Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$$

6. போஷ் முறை (Bosch Process) : இது, நீர் வாயுவிலிருந்து ஹைட்ரஜன் பெறும் முறை. சிவப்பாகச் சூடேற்றிய கரியின் மேல் நீராவியைச் செலுத்த CO, H_2 ஆகியவை உண்டாகின்றன.

$$C + H_2O \rightarrow CO + H_2 \uparrow$$

கார்பன் மோனாக்சைடும் ஹைட்ரஜனும் கலந்த கலவை, நீர் வாயு எனப்படும். நீர் வாயுவை நீராவியுடன் கலந்து, 440-600°C வெப்பநிலையில் வைக்கப்பட்டுள்ள வினைவேக மாற்றி (Fe_2O_3)யின் மீது செலுத்தும்பொழுது, கார்பன் மோனாக்சைடு, கார்பன் டை ஆக்சைடு ஆக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$CO + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2 \rightarrow$$

கார்பன் டை ஆக்சைடை அழுத்தத்திற்குட்படுத்தி, நீரில் கழுவும்பொழுது அது நீக்கப்படுகிறது. கார்பன் மோனாக்சைடு மிகுந்து இருப்பின், அதை அம்மோனியா கலந்த குப்ரஸ் ஃபார் மேட்டினோடு அழுத்தத்தில் கழுவும்பொழுது நீக்கப்படுகிறது. கடைசியாக, வாயுக் கலவை நிக்கல் அல்லது இரும்பு வினைவேக மாற்றிமேல் செலுத்தப்பட்டு, எஞ்சியுள்ள சிறிது CO-ம் CH_4 ஆக நீக்கப்படுகிறது.

$$CO + 3H_2 \rightarrow CH_4 + H_2O$$

ஹைட்ரஜனின் பண்புகள்

1. **இயற்பண்புகள்:** ஹைட்ரஜன், நிறம், மணம், சுவையற்ற வாயு. எல்லா வாயுக்களையும்விட இலேசானது. வெப்பநிலையை மாற்றி, இதைத் திரவமாகவோ அல்லது திடப்பொருளாகவோ மாற்றலாம். பெல்லேடியம் (Palladium) போன்ற

உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனை உட்கொள்ளும் தன்மையுடையன. ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் எரிந்து, புகையற்ற சுடரைக் கொடுக்கும்.

2. **வேதிப் பண்புகள் :** பல உலோகங்கள், அலோகங்கள் ஆகியவைகளுடன் ஹைட்ரஜன் வினைபுரிந்து, ஹைட்ரைடுகள் எனப் படும் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. பல உலோக ஆக்சைடுகளைக் குறைத்து, ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது. இரட்டைப் பிணைப்பு, முப்பிணைப்பு கார்பன் உள்ள கரிமச் சேர்மங்களை, ஒற்றைப் பிணைப்பு கொண்ட சேர்மங்களாகக் குறைக்கிறது. ஹைட்ரஜன், மற்றத் தனிமங்களுடன் எலக்ட்ரானைப் பகிர்ந்து சகப்பிணைப்பும், நேர்மின் தனிமங்களுடன் அயனிப் பிணைப்பும் உண்டாக்குகிறது.

ஹைட்ரஜனின் முக்கிய வினைகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன:

வினை	எடுத்துக்காட்டுகளும் சூழ்நிலைகளும்
1. $H_2+\frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$	வெப்பம் உமிழ்வினை
2. $H_2+X_2 \rightarrow 2HX$	X = F, Cl, Br, I. அயோடினுடன் வினை புரியும்பொழுது வினை வேகமாற்றி பயன் படுத்தப்படுகிறது.
3. $3H_2+N_2 \rightarrow 2NH_3$	அதிக அழுத்தத்திலும், குறைவான வெப்ப நிலையிலும், NH_3ன் உற்பத்தி அதிக மாகும்.
4. $xH_2+2M \rightarrow 2MH_x$	M-கார, காரமண் உலோகங்கள் உப்பியல் புடைய ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன. மற்ற உலோகங்களுடன் உலோக ஹைட் ரைடுகள் உண்டாகின்றன.
5. $yH_2+M_xO_y \rightarrow xM+yH_2O$	இரும்பைவிடக் குறைவான வீரியத் தன்மை கொண்ட உலோகங்களுடன் இவ்வாறு ஹைட்ரஜன் வினைபுரிகிறது.

ஹைட்ரஜனின் பயன்கள்

1. ஆகாயத்தில் வானிலை ஆராய்ச்சிக்காக விடப்படும் பலூன்கள் உயர எழும்புவதற்காக, ஹைட்ரஜன் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

2. ஹேபர் முறையில், நைட்ரஜனுடன் இதைச் சேர்த்து, NH_3 தயாரிக்கப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

3. ஹைட்ரஜனும், கார்பன் மோனாக்சைடும் சேர்ந்த நீர் வாயு எனப்படும் கலவையை, ZnO வினைவேக மாற்றி மேல் செலுத்தி, மெத்தில் ஆல்கஹால் தயாரிக்கலாம்.

$$\underbrace{CO + H_2}_{\text{நீர்வாயு}} + H_2 \rightarrow CH_3OH \text{ (மெத்தில் ஆல்கஹால்)}$$

4. கரியை ஹைட்ரஜனேற்றம் செய்து, தொகுப்பு முறையில் பெட்ரோல் தயார் செய்யலாம்.

5. சாதாரண தாவர எண்ணெய்களை 180°C-ல் Ni முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனேற்றம் செய்து, வனஸ்பதி என்னும் செயற்கை நெய்யைத் தயார் செய்ய இது பயன்படுகிறது.

6. டங்க்ஸ்டன் போன்ற உலோகங்களைப் பெறும் முறையில் இது ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது.

7. சுமார் 2800°C வரை வெப்பநிலை கொண்ட ஆக்சி-ஹைட்ரஜன் சுடரைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. இச் சுடர் உயர் உருகுநிலை உடைய பிளாட்டினம், குவார்ட்ஸ் போன்ற பொருள்களை உருக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரைடுகளின் வகைகள்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள தனிமங்கள் பெரும் பாலானவை ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து, சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவை, ஹைட்ரைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

ஹைட்ரைடுகளை, அவற்றின் குணங்களுக்கேற்ப, கீழ்க்கண்டவாறு மூன்று பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம் :

(அ) அயனி ஹைட்ரைடுகள் (Saline, Salt-like or ionic hydrides)
(எ. கா.) I A, II A உலோக ஹைட்ரைடுகள்.

(ஆ) சகபிணைப்பு அல்லது மூலக்கூறு ஹைட்ரைடுகள் (covalent or molecular hydrides)
(எ. கா.) III B — VII B ஹைட்ரைடுகள்.

(இ) உலோக ஹைட்ரைடுகள் (metallic hydrides)

(எ. கா.) இடைநிலைத் தனிமங்களின் ஹைட்ரைடுகள்.

(அ) அயனி ஹைட்ரைடுகள்

எல்லா கார உலோகங்களும், சில லாந்தனைடுகளும், ஆக்டினைடுகளும் இவ்வகை ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. தூய உலோகங்களுடன் ஹைட்ரஜன் வாயு நேரடியாகச் சுமார் 150°C முதல் 700°C வரையுள்ள வெப்பநிலையில் வினைபுரிந்து இவ்வகை ஹைட்ரைடுகள் கிடைக்கின்றன.

குணங்கள்

1. இவ்வகை ஹைட்ரைடுகள் எல்லாமே படிக உருவம் கொண்டவை. அதிக உருகு நிலையைக் கொண்டவை.

2. உருகிய நிலையில் மின்சாரத்தை இவை கடத்தும்.

3. சாதாரணக் கரைப்பான்களில் சாதாரண வெப்பநிலையில் இந்த ஹைட்ரைடுகள் கரைவதில்லை. கரைப்பானுடன் ஏதாவது வினை உண்டாக்குமானால் மட்டும், அக் கரைப்பானில் கரையும்.

4. உருகிய ஹைட்ரைடுகளை மின்னாற் பகுக்க, ஹைட்ரஜன் நேர் மின்முனையிலும் உலோகம் எதிர்மின் முனையிலும் வெளியாகும்.

5. உயர்ந்த வெப்பநிலையில் இவை சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகளாகச் செயல்படுகின்றன. உலோக ஆக்சைடுகளை உலோகங்களாகவும், சல்பேட்டுகளை சல்பைடுகளாகவும், கார்பன் மோனாக்சைடை ஃபார்மேட்டாகவும் இவை குறைக்கின்றன.

$$2CO + NaH \rightarrow HCOONa + C$$

சோடியம் ஹைட்ரைடு	சோடியம் ஃபார்மேட்

இவ்வகை ஹைட்ரைடுகள், சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகளாகப் பயன்படுகின்றன.

(ஆ) சகபிணைப்பு அல்லது மூலக்கூறு ஹைட்ரைடுகள்

மந்த வாயுக்கள் தவிர மற்ற எல்லா அலோகத் தனிமங்களும், அலுமினியம், கால்சியம், வெள்ளீயம், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் முதலிய உலோகங்களும் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து கிடைக்கக்கூடிய ஹைட்

ரைடுகள் இந்த வகையைச் சேர்ந்தன. போரன், கால்சியம், அலுமினியம் ஆகிய தனிமங்கள், பலபடி (polymeric) ஹைட்ரைடு களைக் கொடுக்கின்றன. அவைகளின் எளிய சேர்மங்கள் முறையே, B_2H_6, Ga_2H_6, $(Al\ H_3)_x$ ஆகியவையாகும்.

இவ்வகை ஹைட்ரைடுகளைக் கீழ்க்கண்ட ஏதாவது ஒரு முறையில் தயாரிக்கலாம்.

1. ஹைட்ரஜனுடன் நேரடியாகத் தனிமங்களைச் சேரவிடுதல், (எடுத்துக்காட்டு : ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், உப்பீனிகள்)
2. சில சேர்மங்களை, ஹைட்ரஜனைக் கொண்டு ஒடுக்கம் செய்தல்.
3. உலோக-போரைடு, சிலிசைடு அல்லது கார்பைடு போன்றவை களை நீராற் பகுத்தல்.
4. தேவையான உலோக ஹேலைடுகளை ஈதரில் கரைத்து, அதை $LiAlH_4$ உபயோகித்து ஒடுக்கம் செய்தல்.

கீழே இவ்வகை ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கும் தனிமங்கள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

பிரிவு

III B	IV B	V B	VI B	VIIB
B	C	N	O	F
Al	Si	P	S	Cl
Ga	Ge	As	Se	Br
In	Sn	Sb	Te	I
	Pb	Bi	Po	

குணங்கள் : இவ்வகை ஹைட்ரைடுகள், குறைந்த உருகு நிலையையும் கொதி நிலையையும் கொண்டவை. திரவ நிலையில், இந்த ஹைட்ரைடுகள் எல்லாமே அரிதிற் கடத்திகள். எல்லா நிலைகளிலும் இவை மூலக்கூறு வடிவிலேயே உள்ளன.

(இ) உலோக ஹைட்ரைடுகள்

இடைநிலைத்தனிமங்களும் (transition elements) Be, Mg ஆகிய தனிமங்களும், ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து, இவ்வகை ஹைட்ரைடு களை உண்டாக்குகின்றன.

உலோகத்தினால் ஹைட்ரஜன் உட்கவரப்படுவதால், இவ்வகை ஹைட்ரைடுகள் உண்டாகின்றன. ஆகையால், ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் ஹைட்ரஜனும் உலோகமும் சேர்ந்து, இவவகை ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுப்பதில்லை.

எடுத்துக்காட்டுகள் : $ZrH_{1 \cdot 92}$, $TaH_{0 \cdot 76}$

குணங்கள் : இவ்வகை உலோக ஹைட்ரைடு ஒன்றின் அடர்த்தி அது உண்டான உலோகத்தின் அடர்த்தியைவிடக் குறைவாகவே இருக்கிறது. இவ்வகை ஹைட்ரைடுகளின் குணங்கள், அவை எந்த உலோகங்களிலிருந்து உண்டாகியிருக்கின்றனவோ அவ்வுலோகங்களின் குணங்களுக்குப் பெரும்பாலும் ஒத்துள்ளன. இதற்குக் காரணம், அவ்வுலோகத்தில் உள்ள அணுக்களின் அமைப்பில் புதியதாக நுழைந்த ஹைட்ரஜன், எந்தவித மாற்றத்தையும் உண்டாக்காததுதான்.

ஹைட்ரஜனின் முக்கிய வகைகள்

(அ) பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் (Nascent Hydrogen) :

வினை நிகழும் இடத்திலோ, உண்டாக்கப்படும் சமயத்திலோ உள்ள ஹைட்ரஜன், பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் என அழைக்கப்படுகிறது. இது, சாதாரண ஹைட்ரஜனைவிட அதிக ஆற்றல் உள்ளதாக இருக்கிறது.

இரும்பு(III) குளோரைடு கரைசலுடன், துத்தநாகத் துண்டுகளையும் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தையும் சேர்க்கும்பொழுது, இரும்பு (III) குளோரைடு இரும்பு (II) குளோரைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$FeCl_3 + [H] \rightarrow FeCl_2 + HCl$$

இதுபோலவே, கந்தக அமிலம் சேர்ந்த $KMnO_4$ கரைசலுடன் துத்தநாகத் துண்டுகள் சேர்க்க, பெர்மாங்கனேட் தன் நிறத்தை இழக்கிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O]$$
$$5[O] + 10[H] \rightarrow 5H_2O$$

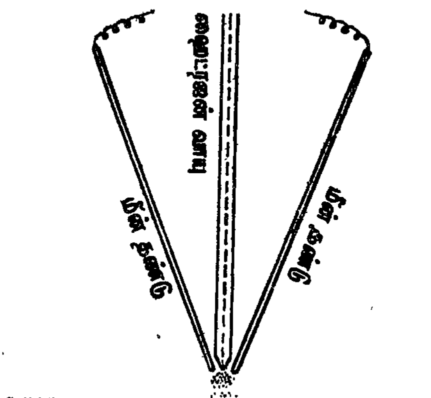
ஆனால், கிப் உபகரணத்திலிருந்து கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன், இவ்விரண்டு மாற்றங்களையும் விளைவிப்பதில்லை.

சாதாரண ஹைட்ரஜனைவிட, பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் ஆற்றல் மிகுந்து காணப்படுவதைப் பின்வருமாறு விளக்குகின்றனர்.

1. துத்தநாகமும், நீர்த்த அமிலமும் சேர்ந்து வினையாற்றுகையில் வெளிப்படும் ஹைட்ரஜன் வாயு, அணுநிலையில் உள்ளது. அணுநிலை ஹைட்ரஜன், மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனைவிட அதிக வினைபுரியும் தன்மை பெற்றுள்ளது. எனவே, பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன், சாதாரண ஹைட்ரஜனைவிடச் சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாக வினைபுரிகிறது என்பது ஒரு கருத்து.

2. இரண்டாவது விளக்கத்தின்படி, பிறவிநிலையில் உள்ள ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு, மிக அதிக ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது. இவ்வாற்றல் வெளிப்படும்பொழுது, வெப்பமாக மாறாமல், ஆக்சிஜனொடுக்கத்திற்குப் பயன்படுகிறது. எனவே, பிறவி நிலை ஹைட்ரஜன், சாதாரண ஹைட்ரஜனைவிட அதிக வீரியம் பெற்றுள்ளது.

3. துத்தநாகமும் நீர்த்த H_2SO_4-ம் வினைப்படும்பொழுது தோன்றும் ஹைட்ரஜன், சிறுசிறு குமிழிகளாக வெளிப்படுகிறது. இந்தக் குமிழிகளில் ஹைட்ரஜன் மிக அதிக அழுத்தத்தில் இருப்பதால், அது நல்ல ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாக வினை புரிகிறது.



இணைக்கப்பட வேண்டிய பிளப்பு

படம் 54
அணுநிலை ஹைட்ரஜன் உலை

(ஆ) அணுநிலை ஹைட்ரஜன் (Atomic Hydrogen)

சூடேற்றப்பட்ட டங்க்ஸ்டன் மின் முனைகளின் மீது, ஹைட்ரஜனை மிகக் குறைந்த அழுத்த நிலையில் செலுத்தினால், அவ்

வெப்பத்தில் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் அணுக்களாகச் சிதைவு அடைகின்றன.

$H_2 \rightarrow 2H$; $\Delta H = + 101$ k cals.

இப்படிச் சிதையும்பொழுது, 1 கிராம் மூலக்கூறுக்கு 101 கி. கலோரிகள் வெப்பம் உறிஞ்சப்படுகின்றது. மேற்கண்டவாறு கிடைத்த ஹைட்ரஜனை, ஓர் உலோகத்தின் மீது செலுத்தும் பொழுது, அணு நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் ஒன்றுகூடி, மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன.

$2H \rightarrow H_2$ $\Delta H = - 101$ k cals

இவ் வினை, வெப்பம் உமிழ்வினை. வெளிவிடப்படும் வெப்பம், உலோகங்களை வெட்டவும் ஒட்டவும் பயன்படுகிறது.

குணங்கள் : 1, அணுநிலை ஹைட்ரஜன் வீரியம் மிக்கது. சாதாரண வெப்பநிலையிலேயே கந்தகம், பாஸ்பரஸ், ஆர்சனிக் ஆகிய தனிமங்களுடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் ஹைட்ரைடுகளைத் தருகிறது. ஆக்சிஜன், கார்பன் மோனாக்சைடு ஆகியவைகளுடன் சேர்ந்து, முறையே H_2O_2, HCHO ஆகியவற்றினைத் தருகிறது.

$2H + O_2 \rightarrow$ HO-OH (ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு)
$2H + CO \rightarrow$ HCHO (ஃபார்மால்டிஹைடு)

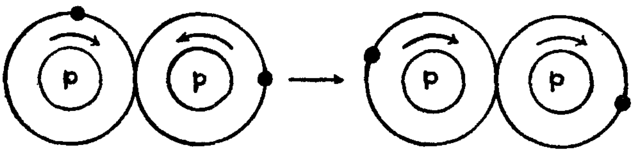
2. அணுநிலை ஹைட்ரஜன், ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது. தாமிரம், காரீயம், பிஸ்மத் போன்ற உலோக ஆக்சைடுகளை, உலோகங்களாக இது ஒடுக்குகிறது.

பயன்கள்: அணுநிலை ஹைட்ரஜன் உலை, உலோகங்களை வெட்டவும் ஒட்டவும் பயன்படுகிறது. மேலும், இது ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகவும் பயன்படுகிறது.

(இ) ஆர்த்தோ-பெரா ஹைட்ரஜன் (Ortho-para hydrogen)

ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில், இரண்டு அணுக்கள் உள்ளன. ஒவ்வோர் அணுவின் உட்கருவிலும், ஒரு புரோட்டான் உள்ளது. இப் புரோட்டானை, ஓர் எலக்ட்ரான் சுற்றிவருகிறது. இந்த எலக்ட்ரானுக்கும் புரோட்டானுக்கும் ஓர் அச்சை மையமாகக்கொண்ட சுழற்சி (spin) உள்ளது. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் உள்ள இரண்டு எலக்ட்ரான்களும், எப்பொழுதும் எதிரெதிர்ச் சுழற்சியை (opposite spin) உடையனவாக இருக்கின்றன. ஆனால், உட்கருவிலுள்ள

புரோட்டான்களின் சுழற்சி ஒரே பக்கமாகவோ அல்லது எதிரெதிராகவோ இருக்கலாம். இந்த வேறுபாடு, இருவித ஹைட்ரஜன்கள் உண்டாவதற்குக் காரணமாகிறது. இரு சுழற்சிகளும், ஒரே பக்கமாக உள்ள வகையானது ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன் எனவும், அவை எதிர்ப்புறமாக உள்ள வகையானது பாரா ஹைட்ரஜன் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.



பெரா-ஹைட்ரஜன் ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜன்

படம் 55

சாதாரண வெப்பநிலையில் ஹைட்ரஜனில் பெரா, ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன்கள் 1:3 என்ற விகிதத்தில் இருக்கின்றன. ஆனால், வெப்பநிலை குறையக் குறைய, ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜனின் அளவு குறைந்து, மற்றதன் அளவு அதிகரிக்கிறது. நீர்மக்காற்று (liquid air) வெப்பநிலையில், அவை 1:1 என்ற விகிதத்தில் இருக்கின்றன. 20.4°A-ல் பெரா-ஹைட்ரஜன் மட்டுமே உள்ளது. ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜன், பெரா-ஹைட்ரஜனைவிட நிலையானது. இருப்பினும், ஒரு கண்ணாடிப் பாத்திரத்தில், சாதாரண வெப்பநிலையில் பெரா-ஹைட்ரஜனை ஒரு வார காலத்திற்கு நிலைமாறாமல் வைத்திருக்கலாம்.

மரக்கரி (charcoal), திரவக்காற்று வெப்பநிலையில், பெரா-ஹைட்ரஜனை மட்டும் உறிஞ்சுகிறது. இந்த முறையைப் பயன்படுத்திப் பெரா - ஹைட்ரஜனையும் ஆர்த்தோ - ஹைட்ரஜனையும் பிரிக்கலாம்.

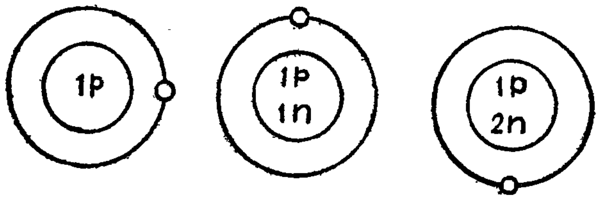
பெரா-ஹைட்ரஜன் அணுநிலை ஹைட்ரஜனுடன் மோதும் போது ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜனாக மாறுகிறது.

ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகள்

அணு எண்ணில் எவ்வித மாற்றமும் இல்லாமல் நிறைஎண்ணில் மட்டும் வேறுபட்டுள்ள ஒரு தனிமத்தின் பல்வேறு வடிவங்கள் ஐசோடோப்புகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

ஹைட்ரஜன், மூன்று ஐசோடோப்புகளைக் கொண்டுள்ளது. அனைத்திற்கும் அணு எண் ஒன்றே. கீழே ஐசோடோப்புகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன; (1) புரோட்டியம் (2) டியூட்டீரியம் அல்லது கன ஹைட்ரஜன் (3) டிரிட்டியம்.

அணு எண்:	1	1	1
அணு எடை:	1.008123	2.014708	3.01707
பெயர்:	ஹைட்ரஜன்	டியூட்டீரியம்	டிரிட்டியம்
குறியீடு:	H	D	T



படம் 56
ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகள்

ஹைட்ரஜனின் மூன்று ஐசோடோப்புகளும், ஓரேவித எலக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்டிருப்பதால், அவை வேதிப் பண்புகளில் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. ஆனால், மூன்று ஐசோடோப்புகளும் வெவ்வேறு அணு நிறைகளைக் கொண்டுள்ளன. எனவே, இயற்பியல் பண்புகளில் அவை வேறுபட்டுள்ளன.

(அ) டியூட்டீரியம் அல்லது கன ஹைட்ரஜன் D_2

இயற்கையாகக் கிடைக்கும் ஹைட்ரஜனில் 0.0156% டியூட்டீரியம் உள்ளது. இந்த கன ஹைட்ரஜனின் அணு எடை 2. இதன் அணுக்கருவில், ஒரு புரோட்டானும் 1 நியூட்ரானும் உள்ளன. ஆனால், சாதாரண ஹைட்ரஜனில் ஒரே ஒரு புரோட்டான் மட்டுமே உள்ளது. டியூட்டீரியத்தின் குறியீடு D.

சாதாரண நீரில், சுமார் 6000-க்கு 1 பங்கு இந்த ஐசோடோப்பு உள்ளது. யூரே (Urey) என்ற அறிஞர் 1931-ல் சாதாரண நீரைத் தொடர்ந்து மின்னாற் பகுத்து, கன ஹைட்ரஜன் உள்ள நீரைப் பெற்றார். இது, சாதாரண நீரைவிட, மூலக்கூறு எடை, கொதிநிலை, அடர்த்தி ஆகியவைகளில் அதிகமாகக் காணப்பட்டது. இது, கனநீர் அல்லது டியூட்டீரியம் ஆக்சைடு (D_2O) என அழைக்கப்பட்டது. இதை மின்னாற் பகுக்க, சாதாரண ஹைட்ரஜனைப் போல் இருமடங்கு எடையுள்ள கன ஹைட்ரஜன் கிடைத்தது.

தயாரிக்கும் முறைகள்: 1. கனநீரை மின்னாற் பகுக்க எதிர் மின்முனையில் கன ஹைட்ரஜன் கிடைக்கிறது.

$$2D_2O \rightarrow 2D_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

எதிர் மின்முனை — நேர் மின்முனை

2. சோடியம், பொட்டாசியம் போன்ற உலோகங்கள் கன நீருடன் வினைபுரிந்து, கன ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கின்றன.

$$2D_2O + 2Na \rightarrow D_2 \uparrow + 2NaOD$$

பண்புகள்

இயற் பண்புகள் : 1. இது நிறம், மணம், சுவையற்ற வாயு. 2. சாதாரண ஹைட்ரஜனைப்போல் இருபங்கு அடர்த்தி உடையது. 3. நீரில் கரையாது, 4. ஓர் அரிதிற் கடத்தி, 5. ஹைட்ரஜனைவிட உருகுநிலை 4.7°C; கொதிநிலை 103·2°C. அதிகமுடையது.

வேதிப் பண்புகள்: சாதாரண ஹைட்ரஜனைப்போலவே இதன் வேதிப் பண்புகளும் உள்ளன.

1. எரிதல்; ஆக்சிஜனுடன் எரிந்து கனநீரைக் கொடுக்கிறது.

$$2D_2 + O_2 \rightarrow 2D_2O$$

(டியூட்டீரியம் ஆக்சைடு or கனநீர்)

2. உலோகங்கள், அலோகங்களுடன் வினை :

கன ஹைட்ரஜன் உலோகங்கள், அலோகங்கள் ஆகியவற்றுடன் வினைபுரிந்து, ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$2Na + D_2 \rightarrow 2NaD$ (சோடியம் டியூட்டரைடு)

$N_2 + 3D_2 \rightarrow 2ND_3$ (டியூட்டரோஅம்மோனியா)

$Cl_2 + D_2 \rightarrow 2DCl$ (டியூட்டீரியம் குளோரைடு)

3. சாதாரண ஹைட்ரஜனுடன் பரிமாற்ற (exchange) வினையில் ஈடுபடுகிறது.

$$H_2O + D_2 \xrightarrow{Pt} D_2O + H_2 \uparrow$$

$$CH_4 + 2D_2 \longrightarrow CD_4 + 2H_2 \uparrow$$

பயன்கள்: டியூட்டரோ சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும், செயற்கைக் கதிரியக்கத் தன்மை உண்டாக்கவும், தடம் காட்டியாகவும் (tracer) பயன்படுகிறது.

(ஆ) டிரிட்டியம் (Tritium)

இது ஒரு கதிரியக்கத் தனிமம். இயற்கையில் ஹைட்ரஜனில் மிகச் சிறிதளவு இது உள்ளது.

வானிலிருந்து பூமிக்கு வரும் காஸ்மிக் கதிர்களினால் தூண்டு விக்கப்பட்டு, இயற்கையாக நடக்கும் அணுக் கரு வினைகளினால் டிரிட்டியம் உண்டாகிறது.

$$^{14}N_7 + {^1n_0} \rightarrow {^{12}C_6} + {^3H_1}$$

டிரிட்டியத்தைச் செயற்கையாக, அணு உலைகளைப் (atomic reactors) பயன்படுத்தி உற்பத்தி செய்யலாம். அதிக வெப்பமும் வேகமும் கொண்ட நியூட்ரானை, லித்தியத்தின்மீது மோதவிடும் பொழுது டிரிட்டியம் உண்டாகிறது.

$$^6Li_3 + {^1n_0} \rightarrow {^3H_1} + {^4He_2}$$

குணங்கள் : இது ஒரு வாயு. இதன் கொதிநிலை 25°A. β-கதிர்களை வெளிவிடும் தன்மையது. இதன் அரை வாழ்க்கையளவு (half life period) 12.4 வருடங்கள்.

இது தடம் காட்டியாகப் பயன்படுகிறது.

கனநீர் அல்லது டியூட்டீரியம் ஆக்சைடு (D_2O)

சாதாரண நீரில், 6000-ல் 1 பங்கு கனநீர் உள்ளது என யுரே என்ற அறிஞர் கண்டுபிடித்தார்.

தயாரிக்கும் முறை : காரம் கலந்த நீரைத் (0.5N செறிவு) தொடர்ந்து மின்னாற் பகுப்பதன் மூலம், கனநீரைப் பெறலாம். இறுதியில் கிடைக்கும் நீர், கார்பன் டைஆக்சைடு கொண்டு நடுநிலையாக்கிக் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது. மீண்டும் மின்னாற் பகுப்பை மேற்கொண்டு, இறுதியில் கன ஹைட்ரஜன் மிகுந்த கனநீர் பெறப்படுகிறது.

இயற் பண்புகள் : சாதாரண நீரைப் போலவே, கனநீர் நிறம், மணம், சுவையற்ற ஒரு நீர்மம். மற்ற இயற் பண்புகளில் சிறிது வேறுபாடுகள் உள்ளன. அவை, பின்வருமாறு கொடுக்கப் பட்டுள்ளன.

குணங்கள்	சாதாரண நீர் (H_2O)	கன நீர் (D_2O)
1. உறைநிலை	0°C	3.82°C
2. கொதிநிலை	100°C	101.42°C
3. அடர்த்தி	1	1.108
4. சுயவெப்பம்	1.00	1.02
5. சோடியம் குளோரைடு கரை திறன் /100கி.ல் 25°C-ல்	35.9	30.5

வேதிப் பண்புகள் : சாதாரண நீரின் வேதிப் பண்புகளைப் போலவே, கனநீரின் வேதிக் குணங்களும் உள்ளன. ஆனால், வினை வேகம் சிறிது குறைவாகும்.

1. சிதைவடைதல்: கனநீரை மின்னாற்பகுக்க, கன ஹைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் உண்டாகின்றன.

$$2D_2O \rightarrow 2D_2 + O_2\uparrow$$

2. உலோகங்களுடன் வினை: சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் போன்ற உலோகங்கள் கனநீருடன் வினை புரிந்து, கன ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகின்றன.

$$2Na + 2D_2O \rightarrow 2NaOD + D_2\uparrow$$

2NaOD சோடியம் டியூட்டராக்சைடு; D_2 டியூட்டீரியம்

3. (அ) ஆக்சைடுகளுடன் வினை: அமில ஆக்சைடுகள், கனநீரில் கரைந்து அமிலங்கள் கிடைக்கின்றன.

$SO_3 + D_2O \rightarrow D_2SO_4$ (டியூட்டீரோ கந்தக அமிலம்)

(ஆ) கார ஆக்சைடுகளுடன் கனநீர், காரங்களைக்கொடுக்கிறது.

$Na_2O + D_2O \rightarrow 2NaOD$ (சோடியம் டியூட்டீரோ ஆக்சைடு)

4. பரிமாற்ற வினைகள் (Exchange Reactions): பல சேர்மங்களில் உள்ள சாதாரண ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்டுக் கன ஹைட்ரஜன் அவ்விடங்களை அடைகிறது.

$$HCl + D_2O \rightarrow DCl + HOD$$

$$NaOH + D_2O \rightarrow NaOD + HOD$$

5. கன நீரால் பகுத்தல் (Deuterolysis): கால்சியம் கார்பைடு, மெக்னீசியம் நைட்ரைடு ஆகியவைகளுடன் கனநீர் வினை புரிகிறது.

$$CaC_2 + 2D_2O \rightarrow Ca(OD)_2 + C_2D_2$$

கால்சியம் கார்பைடு — டியூடிரோ அசிட்டிலின்

பயன்கள் : கன ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. தடம் காட்டியாகப் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

பகுதி (அ)

1. தொழிற்சாலையில் ——— ஐத் தயாரிக்க லேன் முறை பயன் படுத்தப்படுகிறது.
2. லேன் முறையில், நீராவி சூடான ——— மேல் செலுத்தப் படுகிறது.
3. புரோட்டான், டியூட்டீரியம், டிரிட்டியம் ஆகியவைகள் ஹைட் ரஜனின் ———
4. கன ஹைட்ரஜனின் வேறு பெயர் ———
5. டியூட்டீரியம் தம் அணுக்கருவில், ——— புரோட்டான்களையும் ——— நியூட்ரான்களையும் கொண்டுள்ளது.
6. வீரியம் மிக்க ஹைட்ரஜன், ——— ஹைட்ரஜன் ஆகும்.
7. அணுநிலை ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனைவிட வீரியம் ———
8. ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜனில், புரோட்டான்களின் சுழற்சி ——— திசையில் உள்ளது.
9. பாரா-ஹைட்ரஜனில், புரோட்டான்களின் சுழற்சி ——— திசையில் உள்ளது.
10. ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜன், பாரா-ஹைட்ரஜனைவிட ——— நிலைப்புத்தன்மை கொண்டுள்ளது.
11. ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகளைத் தருக.
12. கதிரியக்க ஹைட்ரஜன் ஐசோடோப்பின் பெயர் என்ன ?
13. சாதாரண அறை வெப்பநிலையில் ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜன் நிலையானதா அல்லது பாரா-ஹைட்ரஜன் நிலையானதா ?

14. ஆர்த்தோ-பெரா-ஹைட்ரஜன்கள் உள்ள கலவையை மரக் கரியின் முன்னிலையில் நீர்மக் காற்று வெப்பநிலைக்குக் குளிரச் செய்தால் நிகழும் மாற்றம் என்ன ?

15. ஹைட்ரஜன் கீழ்க்கண்டவாறு உலோக ஹைட்ரைடுகளை உண்டாக்குகிறது : (அ) உலோக அணுவிற்கு எலக்ட்ரானை இழக்கிறது (ஆ) உலோக அணுவிலிருந்து எலக்ட்ரானைப் பெறுகிறது (இ) உலோக அணுவுடன் எலக்ட்ரானைப் பகிர்ந்து கொள்கிறது. (ஈ) உலோகத்தால் உறிஞ்சப்படுகிறது. —எடுத்துக் காட்டுகள் தருக.

16. $LiH + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$ என்ற வினையின் மூலம் LiH-ல் ஹைட்ரஜன் கொண்டிருப்பது (அ) எதிர்மின் பண்பு (ஆ) நேர் மின் பண்பு (இ) எதிர்மின் பண்புமன்று நேர்மின் பண்புமன்று (ஈ) உப்பு போன்ற பண்பு.

17. சிலிக்கன் ஹைட்ரைடு எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது?

18. கனநீர், (அ) சாதாரண நீரைவிட அதிக சதவீத ஆக்சிஜனைக் கொண்டுள்ளது (ஆ) சாதாரண நீரில் உள்ளதைவிடக் குறை வான சதவீத ஆக்சிஜனைக் கொண்டுள்ளது (இ) சாதாரண நீரைப்போல் ஒரே சதவீத ஆக்சிஜனைக் கொண்டுள்ளது (ஈ) காரங்களைக் கரைக்கும் தன்மை கொண்டிருக்கவில்லை.

19. கீழ்க்கண்ட கூற்றில் எது தவறானது ?

(அ) சாதாரண நீரைவிடக் கனநீர் அதிக அடர்த்திக்கொண்டது

(ஆ) சாதாரண ஹைட்ரஜன் ஆக்சிஜனில் எரிக்கக் கிடைக்கும் துளிகள் H_2O, D_2O ஆகியவைகளைக் கொண்டிருக்கும்.

20. நீர்த்த H_2SO_4-ல், பிளாட்டின மின்முனைகளைப் பயன்படுத்தி, மின்னாற் பகுக்கையில் (அ) எதிர்மின் முனையில் ஹைட்ரஜன் வெளியாகிறது (ஆ) ஆக்சிஜன் எதிர்மின் முனையில் வெளி யாகிறது. (இ) எதிர் மின்முனை கரைகிறது (ஈ) நேர் மின்முனை அதிக எடையை அடைகிறது (உ) நேர்மின்முனை கரைந்து எதிர் மின்முனை மேலும் எடையைப் பெறுகிறது.

21. கீழ்க்கண்ட உலோகத்துடன் நீர்த்த H_2SO_4 வினைபுரிய ஹைட்ரஜன் வெளியேறுகிறது.

(அ) தங்கம் (ஆ) தாமிரம் (இ) அலுமினியம் (ஈ) பாதரசம்.

22. கீழ்க்கண்ட செயலால் ஹைட்ரஜனை அணுநிலை ஹைட்ரஜனாக மாற்றலாம். (அ) ஹைட்ரஜன்-துகள்களாக உள்ள Pd மேல் செலுத்தப்படுகிறது. (ஆ) மின் வில்லின் வழியாக ஹைட்ரஜன் செலுத்தப்படுகிறது. (இ) அதிக அழுத்தத்தில் உள்ள தகுந்த வினைவேக மாற்றிமேல் ஹைட்ரஜன் செலுத்தப்படுகிறது (ஈ) ஒரு மின் முறிகலம் வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது.

23. (அ) நீர் (ஆ) H_2O_2 (இ) நீர்மக் காற்று (ஈ) நீர்ம ஆக்சிஜன் -ஐப் பின்ன ஆவியாக்கல் மூலம் ஆக்சிஜன் தொழிற்சாலையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

24. கிப்ஸ் உபகரணத்திலிருந்து வெளிவரும் ஹைட்ரஜனை அமிலம் கலந்த $FeCl_3$ கரைசல் வழியாகச் செலுத்த எந்த மாற்றமும் நிகழ்வதில்லை. ஆனால், கரைசலில் சில துத்த நாகத் துண்டுகளைப் போட்டவுடன், மஞ்சள் நிறம் பச்சை நிறக் கரைசலாக மாறுகிறது. இதற்குக் காரணம்: 1. துத்தநாகம், இரும்பு(III) குளோரைடிலிருந்து Fe-ஐ இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. 2. உண்டாகும் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் இரும்பு(III) இரும்பை, இரும்பு(II) இரும்பாகக் குறைக்கிறது. 3. உண்டாகும் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் இரும்பு(III) குளோரைடின் நிறத்தை நீக்குகிறது.

25. கனநீர் கீழ்க்கண்டவாறு உண்டாக்கப்படுகிறது.

1. காய்ச்சி வடித்த நீரில் கன உலோகங்களைக் கரைத்தல்.
2. காரம் கரைந்த நீரை மீண்டும் மீண்டும் காய்ச்சி வடித்தல்.
3. ஹைட்ரஜனை கனமுள்ள ஆக்சிஜன் ஐசோடோப்புடன் எரித்தல்.

26. எண்ணெய்களை ஹைட்ரஜனேற்றம் செய்யும் முறை———— என்ற வினைவேகமாற்றியின் முன்னிலையில் நடத்தப்படுகிறது.

27. நீராவி, சூடான கரியுடன் வினைபுரியும்பொழுது கிடைக்கும் தனிமம் ————.

28. லேன் முறையில் ஹைட்ரஜன் கீழ்க்கண்டவாறு தயாரிக்கப்படுகிறது: (அ) நீர் மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது (ஆ) மெக்னீசியத்துடன் அமிலம் வினைபுரிகிறது (இ) நீராவி செஞ்சூடான இரும்புடன் வினைபுரிகிறது (ஈ) நீராவி செஞ்சூடான கரியுடன் வினைபுரிகிறது.

29. (அ) HCl (ஆ) Na_2CO_3 (இ) $NaHCO_3$ (ஈ) NaOH.ஐத் தயாரிக்கும்பொழுது அதிக அளவு ஹைட்ரஜன் துணை விளை பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

30. டியூட்டீரியம், டிரிட்டியம் முதலியவை (அ) ஐசோடோப்புகள் (ஆ) ஐசோபார்கள் (இ) ஐசோமர்கள் (ஈ) புற வேற்றுமை வடிவங்கள்————க்கான எடுத்துக்காட்டுகள்.

31. (அ) சாதாரண ஹைட்ரஜன் (ஆ) டிரிட்டியம் (இ) டியூட்டீரியம் (ஈ) பிறவி நிலை ஹைட்ரஜன்————என்பதன் மறுபெயர் கன ஹைட்ரஜனாகும்,

32. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் புரோட்டான்களின் சுழற்சி ஒரே திசையில் இருந்தால் கிடைப்பது (அ) வீரியம்மிக்க ஹைட்ரஜன் (active hydrogen) (ஆ) பிறவி நிலை ஹைட்ரஜன் (இ) ஆர்த்தோ-ஹைட்ரஜன் (ஈ) பெரா-ஹைட்ரஜன்.

பகுதி (ஆ)

33. 1. ஆர்த்தோ, பெரா-ஹைட்ரஜன்கள் பற்றிக் குறிப்பு வரைக.
    2. வீரியம்மிக்க ஹைட்ரஜன் பற்றிச் சிறு குறிப்பு வரைக.

34. தூயபெரா-ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்க இயலுமா ?

35. கன ஹைட்ரஜன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது ?

36. வீரியமுள்ள ஹைட்ரஜனை (active hydrogen) எவ்வாறு பெறலாம்? மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனிலிருந்து இது எவ்வாறு வேறுபட்டுள்ளது ?

பகுதி (இ)

37. கன நீரைப் பெறும் முறையை விளக்குக. சாதாரண நீருக்கும் இதற்குமுள்ள இயற்பியல் வேறுபாடுகள் யாவை ?

38. ஹைட்ரைடுகளின் வகைகளைக் கூறி விளக்குக.

39. அதிக அளவில் ஹைட்ரஜன் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது ?

அத்தியாயம் 3

அரிய வாயுக்கள்

முன்னுரை : தனிம வரிசை அட்டவணையில் பூஜ்யப் பிரிவில் ஆறு தனிமங்கள் உள்ளன: இவை ஹீலியம், நியான், ஆர்கான், கிரிப்டான், செனான், ரேடான் ஆகியவைகளாகும். இவை பொதுவாக இராஜவாயுக்கள் (noble gases) அல்லது மந்த வாயுக்கள் (inert gases) எனவும் அழைக்கப்படும். காரணம் வேதி வினைகளில் அவை பெரும்பாலும் ஈடுபடுவதில்லை. இவ் வாயுக்கள் மிகக் குறைந்த அளவு கிடைப்பதால் அரிய வாயுக்கள் (rare gases) எனவும் அழைக்கப்படும். செனான், கிரிப்டான் முதலிய வாயுக்களே ஃப்ளூரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

அரிய வாயுக்களின் கண்டுபிடிப்பு

கேவெண்டிஷ் (Cavendish) என்ற அறிஞர் 1785-ல் காற்றும் அதிக அளவு ஆக்சிஜனும் கலந்த கலவையில் தொடர்ந்து மின் வில்லை உண்டாக்கிக் கிடைத்த NO_2 மீதியுள்ள ஆக்சிஜன் ஆகியவைகளைக் காரம் கலந்த பொட்டாசியம் பைசல்பைட்டுக் கரைசலில் கரைத்தார். ஆனால், மிகக் குறைவான பங்கு—(எடுத்துக் கொண்ட காற்றில் $\frac{1}{120}$ பகுதி கன அளவு வாயு மட்டும்—)கரையாமல் இருப்பதை உணர்ந்தார். ஆனால், இவ் வாயுவின் பண்புகளைப்பற்றி அவர் எந்த முடிவுக்கும் வரவில்லை. இவ்வாயு பின்னர் அரிய வாயுக்களின் கலவை என அறியப்பட்டது.

1868-ல் லாக்யர் (Lockyer), ஃபிராங்க்லேண்ட் (Frankland) என்ற அறிஞர்கள் முழு சூரிய கிரகணத்தின்போது ஆராய்ச்சியை மேற்கொண்டார்கள், அப்போது அவர்கள் பெற்ற நிறமாலையில் D_1, D_2 ஆகிய சோடியம் கோடுகளுடன் புதியதாக ஒரு கோடு அமைந்திருப்பதை அறிந்தார்கள். அதற்கு D_3 என்று பெயரிட்டனர். இதற்குக் காரணம், சூரியனில் உள்ள புதிய ஒரு தனிமமே என்ற முடிவுக்கு வந்தனர். அதற்கு 'ஹீலியம்' (இதற்குச் 'சூரியன்' என்று பொருள்) என்று பெயரிட்டனர்.

1894-ல் ராலே (Rayleigh) என்ற அறிஞர் வாயு மண்டல நைட்ரஜனின் அடர்த்தி, வேதி முறைகளில் கிடைத்த நைட்ரஜனை விட 0.5% அதிக அடர்த்தி கொண்டிருப்பதை அறிந்தார்.

வாயுமண்டலத்திலிருந்து கிடைத்த நைட்ரஜனின் அடர்த்தி
= 1.2571

வேதிமுறைகளில் கிடைத்த நைட்ரஜனின் அடர்த்தி
= 1.2520

எனவே, வாயுமண்டல நைட்ரஜனுடன் எடை மிகுந்த வேறு சில வாயுக்கள் கலந்துள்ளன என்பதை அவர் உணர்ந்தார். கேவெண்டிஷ் செய்த சோதனையை, ராலே என்பவரும் ராம்சே (Ramsay) என்பவரும் மீண்டும் செய்தனர். வாயுமண்டலத்திலுள்ள காற்றை எடுத்துக்கொண்டு அதிலுள்ள ஆக்சிஜனைச் சூடான தாமிரம் வழியாகச் செலுத்தியும், நைட்ரஜனை மெக்னீசியம் வழியாகச் செலுத்தியும் நீக்கினர்.

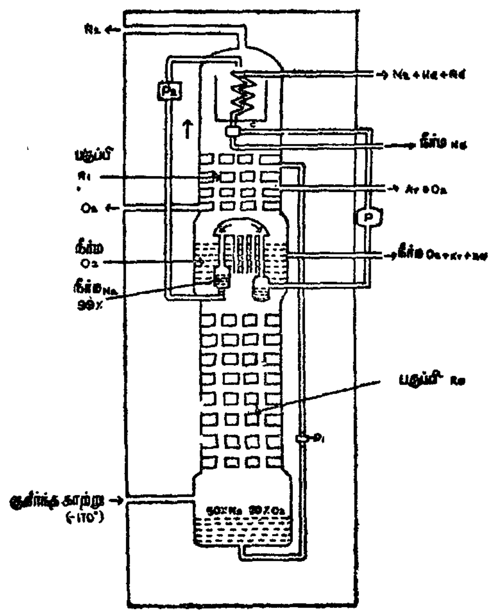
$$2\,Cu + O_2 \rightarrow 2\,CuO$$

$$3\,Mg + N_2 \rightarrow Mg_3\,N_2$$

இறுதியாகக் கிடைத்த வாயுவின் நிறமாலையை ஆராய்ந்தார்கள். இவ் வாயுவின் நிறமாலை, நைட்ரஜனின் நிறமாலையுடன் ஒத்து இல்லை. ஆகவே, புதிய ஒரு வாயு வாயுமண்டலத்தில் உள்ளது என்பதைக் கண்டு பிடித்தனர். இதன் ஆவி அடர்த்தி, அணு எடை முறையே 20, 40 என அறியப்பட்டது. இவ் வாயுவிற்கு, ஆர்கான் ('சோம்பல் கொண்டது' எனப் பொருள்படும்) எனப் பெயரிட்டனர்: குறைந்த அழுத்தத்தில் ராம்ஸே, ட்ரேவர்ஸ் (Travers) என்ற அறிஞர்கள் 1898-ல் நீர்ம ஆர்கானைப் பின்னமுறையில் காய்ச்சி வடித்தனர். முதலில் வந்த பகுதியில் ஹீலியம் தவிர வேறு ஒரு புது தனிமமாகிய நியான் (புதியது' என்று பொருள்படும்) இருப்பது கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. இது, நிறமாலையில் வேறுவித கோடுகள் கொடுப்பது கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. அதன் அணு எடை 20 எனக் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது.

அரிய வாயுக்களைத் திரவக் காற்றிலிருந்து பெறும் முறை: திரவக் காற்றைப் பின்ன வடித்துப் பகுக்கும்பொழுது, முதலில் கிடைப்பது நைட்ரஜன். இத்துடன் He, Ne ஆகிய வாயுக்களும் வெளியேறும். இவை இரண்டும், நீர்ம நைட்ரஜனைவிடக் குறைந்த கொதிநிலைகளைக் கொண்டவை. இது, நீர்ம நைட்ரஜன் சூழ்ந்த சுருள் குழாய்கள் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டுக் குளிர்விக்கப்படுகிறது. அப்போது, நைட்ரஜன் உறைந்து He, Ne ஆகியன மட்டும் தனித்து

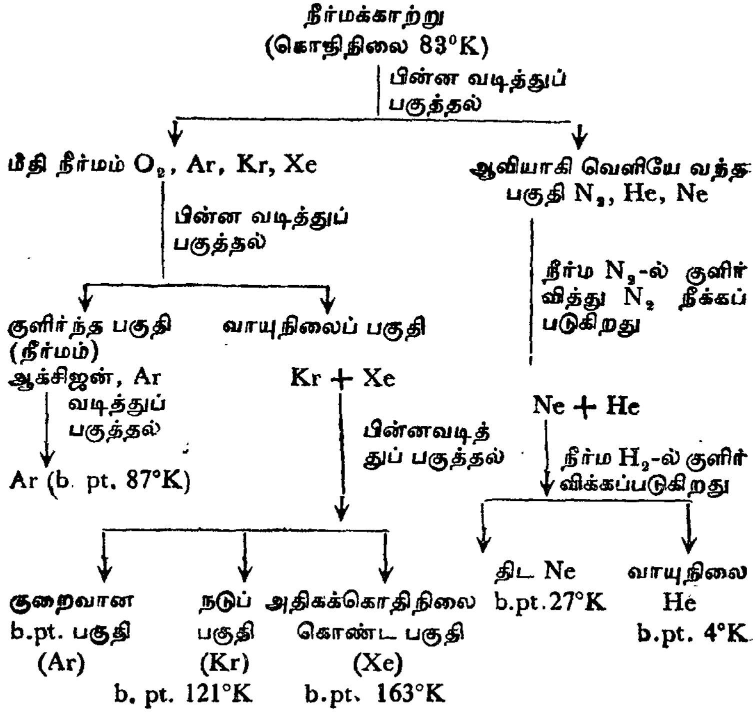
இருக்கும். இது மீண்டும் நீர்ம ஹைட்ரஜன் சூழ்ந்த சுருள் குழாய்கள் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டுக் குளிர்விக்கப்படுகிறது. அப்போது Ne உறைந்து, He தனியாகப் பிரிகிறது.



படம் 57

நீர்மக் காற்றிலிருந்து அரிய வாயுக்கள்

பின்னவடித்துப் பகுத்தலைத் தொடர்ந்து செய்யும்பொழுது. அடுத்து ஆக்சிஜன் வெளியேறுகிறது. இதன் கொதிநிலையும் ஆர்கானின் கொதிநிலையும் ஏறத்தாழச் சமமாக இருப்பதால், ஆர்கானும் ஆக்சிஜனுடன் வெளியேறுகிறது. இதை நீர்ம நைட் ரஜன் சூழ்ந்த சுருள்குழாய்கள் வழியாகச் செலுத்த, ஆக்சிஜன் உறைந்து நீர்மமாகிறது. ஆர்கான் பிரிக்கப்படுகிறது. நீர்ம ஆக்சி ஜனில் Kr, Xe ஆகிய வாயுக்கள் உள்ளன. பின்ன வடித்துப் பகுத்தல் மூலம் இதைப் பிரிக்கலாம். இம்முறையின் சுருக்கம் பின் வருமாறு தரப்பட்டுள்ளது.



அரிய வாயுக்களின் பயன்கள்

(அ) ஹீலியத்தின் பயன்கள்

1. இலேசான, எளிதில் தீப்பிடிக்காத வாயுவாக இருப்பதனால் வாயுக் கூண்டுகளையும், காற்றுக் கப்பல்களையும் நிரப்பு வதற்குப் பயன்படுகிறது.

2. ஆழ்கடலில் மூழ்குபவர்கள் கடலின் அடிப்பாகத்தில் சுவாசிப் பதற்காக ஹீலியம், ஆக்சிஜன் வாயுக்கலவையினை இரும்பு உருளைகளில் எடுத்துச் செல்கின்றனர்.

3. நீர்ம ஹீலியம் மிகக் குறைவான கொதிநிலையினைக் (-269°C) கொண்டிருப்பதால், மிகக்குறைந்த வெப்ப நிலைகளைப் பெறுவதற்குப் பயன்படுகிறது.

(ஆ) நியானின் பயன்கள்

1. பற்பல வண்ண விளம்பர ஒளி விளக்குகளில் நிரப்புவதற்குப் பயன்படுகிறது.

2. தொலைப்படக் காட்சிக் கருவி, விண்ணலை நிழற்படக் கருவி (radio photograph) முதலியவற்றில் மின்னியல் அழுத்த மாற்றம் (electrical potential changes ஏற்படுத்துவதற்குப் பயன்படுகிறது.

(இ) ஆர்கானின் பயன்கள்

1. மின் விளக்குகளில் நீலநிறச் சுடர் கொடுப்பதற்கு நிரப்பப் படுகிறது.

2. உலோகங்களை உருக்கி இணைப்பதற்குத் தேவையான வினை நிகழாச் சூழ்நிலையை உருவாக்க ஆர்கான் பயன் படுகிறது.

(ஈ) கிரிப்டான், செனான் ஆகியவைகளின் பயன்கள்

அதிக மின்னழுத்தமுள்ள ஒளி விளக்குகளில் பயன்படுகிறது. காஸ்மிக் கதிர்களை ஆராய, கிரிப்டான் அயனியாதல் அறையில் பயன்படுகிறது.

(உ) ரேடானின் பயன்கள்

புற்றுநோய் முதலியவற்றைக் குணமாக்க ரேடியத்திற்குப் பதிலாகப் பயன்படுகிறது.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் அரிய வாயுக்களின் இடம்

மெண்டலீஃப் தனிம வரிசை அட்டவணையை உருவாக்கிய பொழுது, அரிய வாயுக்கள் கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை. அதிக எதிர் மின்தன்மை கொண்ட VII ஆவது பிரிவுத் தனிமங்களை (ஹேலஜன்கள் அல்லது உப்பீனிகள்) அடுத்து, அதிக நேர்மின் தன்மை கொண்ட I பிரிவுத் தனிமங்கள் இருந்தன. ராம்ஸே அரிய வாயுக்களைக் கண்டுபிடித்த பின்னர், பூஜ்யத் தொகுதி ஒன்றைப் புதியதாக உண்டாக்கி இவைகளைத் தனிம வரிசை அட்டவணையில் நுழைத்தார். பூஜ்யப் பிரிவுத் தனிமங்கள் எல்லாமே வாயுக்கள்; வீரியம் குறைந்த மந்த நிலையைக் கொண்டவை. இதில் துணைப் பிரிவுகள் எதுவுமில்லை.

எதிர்மின் தனிமங்கள்-ஓரிணைதிறன் கொண்டவை. எலக்ட்ரானைப் பெறும் இயல்பு கொண்டவை.	அரிய வாயுக்கள்-பூஜ்ய இணைதிறன் கொண்டவை. எலக்ட்ரானைப்பெறும் இயல்போ இழக்கும் இயல்போ கொண்டிருக்கவில்லை.	நேர்மின் தனிமங்கள்-ஓரிணை திறன் கொண்டவை. எலக்ட்ரானை இழக்கும் இயல்பு கொண்டவை.
	He 2 (2)	Li 3 (2,1)
F 9 (2,7)	Ne 10 (2,8)	Na 11 (2,8,1)
Cl 17 (2,8,7)	Ar 18 (2,8,8)	K 19 (2,8,8,1)
Br 35 (2,8,18,7)	Kr 36 (2,8,18,8)	Rb 37 (2,8,18,8,1)
I 53 (2,8,18,18,7)	Xe 54 (2,8,18,18,8)	Cs 55 (2,8,18,18,8,1)
	Rn 86 (2,8,18,32,18,8)	Fr 87 (2,8,18,32,18,8,1)

ஹீலியம் மட்டும், இரு எலக்ட்ரான்களைத் தன் வெளிச் சுற்றில் பெற்றுள்ளது. எல்லா அரிய வாயுக்களும் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன: ஆகையால், எலக்ட்ரானை இழக்கவோ பெறவோ விரும்புவதில்லை.

அரிய வாயுக்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் இருக்கும் இடம் சரியானது எனப் பின்வருமாறு கூறலாம் :

1. அரிய வாயுக்கள் எல்லாம் நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற வாயுக்கள்.

2. இவை எல்லாமே ஓரணு வாயுக்கள்.

3. அவற்றின் அடர்த்தி, கொதிநிலை, உருகுநிலை ஆகிய பண்புகளில் அணு எடை அதிகமாகும்பொழுது, படிப்படியான மாறுதல் அடைவதைக் காணலாம்.

4. இத் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளிலிருந்து, இவை பூஜ்யத் தொகுதியில் வைக்கத் தகுதியானவை என அறியலாம்.

5. அதிக நேர்மின் தன்மை கொண்ட கார உலோகங்களுக்கும் அதிக எதிர் மின்தன்மை கொண்ட உப்பீனிகளுக்கும் இடையில் இவை பரவலாக அமைந்துள்ளன.

6. **தனிம வரிசை அட்டவணையில் தமக்கு இடது அல்லது வலது பக்கங்களிலுள்ள தனிமங்களின் பண்புகளோடு இத் தனிமங் களின் பண்புகள் ஒத்திருக்கவில்லை.**

செனானின் ஃப்ளுரைடுகளும் ஆக்சைடுகளும்

அரிய வாயுக்கள் மந்த நிலையைக் கொண்டிருந்தாலும், இவ் வாயுக்களின் சேர்மங்கள் சில கண்டு பிடிக்கப்பட்டுள்ளன. சாதாரண அறை வெப்பநிலையில் செனானையும், பிளாட்டின ஹெக்சா ஃப்ளுரைடையும் வினைபுரியச் செய்து, பார்ட்லெட் லோக்மேன் என்ற அறிஞர்கள் செனான் ஹெக்சாஃப்ளுரோ பிளாட்டினேட்டைத் $Xe^{+}(P_tF_6)$ தயாரித்தனர். பல எளிய சேர்மங்கள் அதன் பின்னர் தயாரிக்கப்பட்டன.

செனானின் ஃப்ளுரைடுகள்

செனான் 3 வித ஃப்ளுரைடுகளைக் கொடுக்கின்றது. அவை : $Xe\,F_2$, $Xe\,F_4$, $Xe\,F_6$

(அ) செனான் டைஃப்ளுரைடு, XeF_2

தேவையான அளவு Xe, F_2 ஆகியவைகளைச் சேர்த்துப் பாதரச மின்வில்லின் வெளிச்சத்தில் வினைபுரியச் செய்து $Xe\,F_2$ பெறலாம்.

$$Xe + F_2 \rightarrow XeF_2$$

இயற் பண்புகள்

1. உருகுநிலை 120-140°C

2. இது நிறமற்ற, படிக நிலையில் உள்ள திடப்பொருள்.

3. தூய்மையாகவும் உலர்ந்தும் இருக்கும்பொழுது நிலை யான அமைப்பைக் கொண்டிருக்கும்.

4. நீர்ம HF-ல் எவ்வித வேதி வினைக்கும் உட்படாமல் கரையும்.

5. இதை நிக்கல் அல்லது கண்ணாடிக் கலங்களில் சேகரித்து வைக்கலாம்.

வேதிப் பண்புகள்

1. XeF_2 ஹைட்ரஜனையும், நீரையும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$XeF_2 + H_2 \rightarrow Xe + 2\,HF$$
$$2\,XeF_2 + 2H_2O \rightarrow 2\,Xe + O_2 + 4\,HF$$

2. இது காரக் கரைசலுடன் சேர்ந்து நீரால் பகுக்கப்படுகிறது.

$$2\,XeF_2 + 4\,OH^- \rightarrow 2\,Xe + 4\,F^- + 2\,H_2O + O_2$$

XeF_2-ன் அமைப்பு

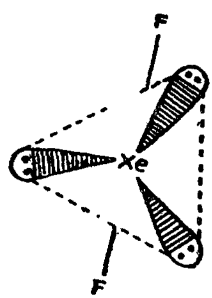
Xe-ன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :

	$5s^2$	$5p_x^2$	$5p_y^2$	$5p_z^2$
$5s^2\ 5p^6$:	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Xe F_2^-ல், Xe-ன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :

	$5s^2$	$5p_x^2$	$5p_y^2$	$5p_z^1$	$5d^1$
$5s^2\ 5p^5\ 5d^1$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

XeF_2-ல், செனானைச் சுற்றி, 5 ஜோடி எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இவற்றில் இரு ஜோடி எலக்ட்ரான்கள், இரு ஃப்ளூரின் அணுக்களுடன் பிணைப்பை ஏற்படுத்துகின்றன. மற்றவை தனித்த ஜோடி எலக்ட்ரான்களாக அமைந்துள்ளன. மூலக்கூறின் அமைப்பு படத்தில் காட்டியவாறு அமைந்துள்ளது. இம் மூலக்கூறில் Xe, 2F அணுக்கள் ஒரு நேர்கோட்டில் அமைந்துள்ளன.



படம் 58
செனான் டைஃப்ளூரைடு XeF_2

(ஆ) செனான் டெட்ராஃப்ளூரைடு, XeF_4

தயாரிக்கும் முறை : 1:5 என்ற விகிதத்தில் Xe, F_2 வாயுக்கள் கலந்த கலவையை, சுமார் 400°C வரை சூடேற்றப்பட்ட நிக்கல் குழாய் வழியாகச் சில மணி நேரங்கள் செலுத்தவேண்டும். 6 வளி

மண்டல அழுத்த நிலையை ஏற்படுத்த வேண்டும். அப்பொழுது. செனான் டெட்ராஃப்ளூரைடு உண்டாகும்.

$$Xe + 2F_2 \rightarrow XeF_4$$

இயற் பண்புகள்

1. இது நிறமற்ற, படிக உருவம் கொண்ட திடப்பொருள்.
2. நைட்ரஜனுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்த, பதங்கமாகி நிறமற்ற ஆவியைக் கொடுக்கும்.
3. தூய உலர்ந்த நிலையில் இது நிலையானது.
4. நீர்ம HF-ல் இது கரையும்.
5. நிக்கல் பாத்திரங்களில் இதை வைக்கலாம்.

வேதிப் பண்புகள்

1. இது அயோடைடு அயனியை, அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

   $$XeF_4 + 4I^- \rightarrow 2I_2 + 4F^- + Xe$$

2. ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து வினை புரிகிறது.

   $$XeF_4 + 2H_2 \rightarrow Xe + 4HF$$

3. ஃப்ளூரினேற்றம் செய்யக்கூடிய காரணியாக இது செயல்படுகிறது. SF_4-ஐ SF_6 ஆக மாற்றுகிறது.

   $$XeF_4 + 2SF_4 \rightarrow Xe + 2SF_6$$

XeF_4-ன் மூலக்கூறு அமைப்பு

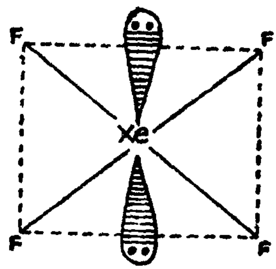
Xe-ன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :

	$5s^2$	$5p_x^2$	$5p_y^2$	$5p_z^2$
$5s^2\ 5p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

XeF_4-ல் செனானின் அமைப்பு :

	$5s^2$	$5p_x^2$	$5p_y^1$	$5p_z^1$	$5d^1$	$5d^1$
$5s^2\ 5p^4\ 5d^2$	↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

XeF_4-ல் செனானைச் சுற்றி 6 ஜோடி எலக்ட்ரான்கள் அமைந்துள்ளன. இவற்றில் இரண்டு ஜோடி எலக்ட்ரான்கள் தனித்து உள்ளன. 4 ஜோடி எலக்ட்ரான்கள் நான்கு ஃப்ளூரினுடன் பிணைப்பை ஏற்படுத்துவதற்குப் பயன்படுகின்றன.



படம் 59

செனான் டெட்ராஃப்ளூரைடு, XeF_4

XeF_4 மூலக்கூறு சதுர வடிவத்தைக் கொண்டுள்ளது.

(இ) செனான் ஹெக்சாஃப்ளூரைடு, XeF_6

தயாரிக்கும் முறை : 1:20 என்ற விகிதத்தில் Xe, F_2 வாயுக்கள் கலந்த கலவையை, 200 வளிமண்டல அழுத்தம், 700°C வெப்ப நிலைக்குட்படுத்த, XeF_6 உண்டாகிறது.

$$Xe + 3F_2 \rightarrow XeF_6$$

இயற் பண்புகள்

1. அறை வெப்பநிலையில், இது வெண்மையான திடப் பொருள்.

2. எளிதில் ஆவியாகக் கூடியது.

3. உருகுநிலை 46°C; இதன் ஆவியின் நிறம் வெளிரிய மஞ்சள்.

4. இதை நிக்கல் பாத்திரங்களில் வைக்கலாம். ஆனால், கண்ணாடிப் பாத்திரங்களில் வைக்கக்கூடாது. காரணம், சிலிகாவுடன் XeF_6 வினைபுரியும்.

$$2XeF_6 + SiO_2 \rightarrow 2XeOF_4 + SiF_4$$

வேதிப் பண்புகள்

1. HF-ல் இது கரைந்து வேதி வினைக்குட்படுகிறது.

$$XeF_6 + HF \rightleftharpoons XeF_5^+ + HF_2^-$$

2. ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து ஒடுக்கமடைகிறது.

$$XeF_6 + 3H_2 \rightarrow Xe + 6HF$$

3. லித்தியம் தவிர மற்றக் கார உலோக ஃப்ளுரைடுகளுடன் வினைபுரிந்து அணைவுச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

$$XeF_6 + RbF \rightarrow RbXeF_7$$

ருபிடியம் ஹெப்டா ஃப்ளுரோசெனேட்

இது சிதைவடைந்து Rb_2XeF_8 என்ற நிலையான சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$2RbXeF_7 \xrightarrow{\Delta} XeF_6 + Rb_2XeF_8$$

4. இது லூயிஸ் காரமாக (Lewis base) செயல்படுகிறது. BF_3, SbF_5 ஆகியவைகளுடன் சேர்ந்து சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

$$XeF_6 \xrightarrow{BF_3} XeF_6 . BF_3$$

$$XeF_6 + 2SbF_5 \longrightarrow XeF_6 . 2SbF_5$$

5. இது நீரால் பகுக்கப்பட்டு, கீழ்க்கண்டவாறு சிதைவடைகிறது.

$$XeF_6 + H_2O \rightarrow XeOF_4 + 2HF$$

$$XeOF_4 + H_2O \rightarrow XeO_2F_2 + 2HF$$

$$XeO_2F_2 + H_2O \rightarrow XeO_3 + 2HF$$

XeF_6-ன் உருவமைப்பு

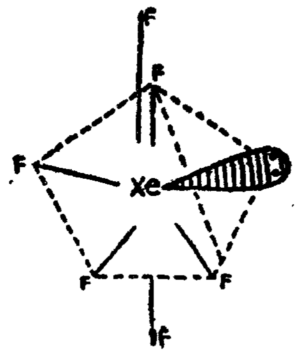
Xe-ன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு:

	$5s^2$	$5p_x^2$	$5p_y^2$	$5p_z^2$
$5s^2\ 5p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

XeF_6-ல் செனானின் அமைப்பு :

	$5s^2$	$5p^1_x$	$5p^1_y$	$5p^1_z$	5d	5d	5d
$5s^2\ 5p^3\ 5d^3$	↑↓	↑	↑	↑	↑	↑	↑

XeF_6-ல் செனானைச் சுற்றி 7 ஜோடி எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இவைகளில் 1 ஜோடி எலக்ட்ரான்கள் தனித்து உள்ளன. இம் மூலக்கூறு ஏறக்குறைய எண்முகி (octahedral) அமைப்பு கொண்டுள்ளது.



படம் 60

செனான் ஹெக்சா ஃப்ளூரைடு

செனான் ஆக்சைடுகள்

செனான் இருவித ஆக்சைடுகளை கொடுக்கின்றது. செனான் ட்ரையாக்சைடு, செனான் டெட்ராக்சைடு.

(அ) செனான் ட்ரையாக்சைடு XeO_3

XeF_4 அல்லது XeF_6-ஐ நீராற் பகுக்கும் பொழுது XeO_3 கிடைக்கிறது.

$$XeF_6 + 3H_2O \longrightarrow XeO_3 + 6HF$$

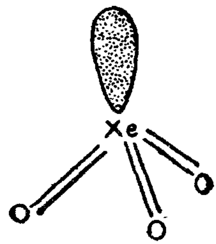
இயற் பண்புகள்

1. இது வெண்மை நிறம் கொண்டது.
2. உலர்ந்த ஆக்ஸைடு வெடிக்கும் தன்மையது.
3. அமிலக் கரைசலில் நிலையாக இருக்கும்.

வேதிப் பண்புகள்

இதன் நீர்க் கரைசல் வீரியம் குறைந்த அமிலம் செனாயிக் அமிலம், H_2XeO_4 ஆகும். இது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றி.

அமைப்பு : இது முக்கோணக் கூம்பு வடிவம் (trigonal pyramid) கொண்டுள்ளது. தனித்த ஒரு ஜோடி எலக்ட்ரான்கள் மேலே உள்ளன.



படம் 61
செனான் ட்ரையாக்சைடு

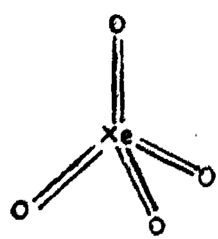
(ஆ) செனான் டெட்ராக்சைடு, XeO_4

தயாரிக்கும் முறை : இது நிலையானது அன்று. சோடியம் பெர்செனேட்டை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்த, XeO_4 கிடைக்கிறது.

$$Na_4XeO_6 + 2H_2SO_4 \rightarrow XeO_4 + 2Na_2SO_4 + 2H_2O$$

குணங்கள்

அறை வெப்பநிலையில் நிலையானது. குறைவான வெப்ப நிலையில், மஞ்சள்நிறத் திடப்பொருளாக உள்ளது. திட XeO_4 —40°C யிலும் வெடிக்கும் தன்மையது.



படம் 62
செனான் டெட்ராக்சைடு

அமைப்பு : I. R. நிறமாலையிலிருந்து, இது நான்முகி (tetrahedral) வடிவம் கொண்டதாக இருக்கலாம் என்று அறிகிறோம். நான்கு ஆக்சிஜன்களும் நான்முகியின் நான்கு மூலைகளில் அமைந் துள்ளன. நடுவில் Xe அமைந்துள்ளது.

வினாக்கள்

பகுதி (அ)

1. தனிம வரிசை அட்டவணையில் பூஜ்யத் தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் VII ஆவது பிரிவில் உள்ள ——————க்கும், I-வது பிரிவில் உள்ள ——— உலோகங்களுக்கும் இடையில் பாலமாக அமைந்துள்ளன.

2. ஆகாயக் கப்பல்களில் ஹைட்ரஜனுக்குப் பதிலாக He-ஐப் பயன்படுத்துவதற்கான காரணம், அதன் ———————— பண்பாகும்.

3. மின்விளக்குகளில் டங்ஸ்டன் சுருள் ஆக்சிஜனேற்றம் அடையாமல் தடுக்க, ——— வாயு பயன்படுத்தப்படுகிறது.

4. XeF_2 ஒரு ————— மூலக்கூறு.

5. உலோகங்களைப் பிரிக்கும் பொழுது, He——————— நிலையை உண்டாக்குவதற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

6. பொருத்துக :

குறியீடு		எலக்ட்ரான் அமைப்பு	
(அ)	He	(1)	$2s^2\ 2p^6$
(ஆ)	Ne	(2)	$1s^2$
(இ)	Ar	(3)	$3s^2\ 3p^6$
(ஈ)	Kr	(4)	$5d^{10}, 6s^2\ 6p^6$
(உ)	Xe	(5)	$3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$
(ஊ)	Rn	(6)	$4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$

7. பின்வரும் சேர்மங்களின் வடிவத்தைக் குறிப்பிடுக.

    (அ) XeF_2
    (ஆ) XeF_4
    (இ) XeF_6

8. கதிரியக்க அரியவாயு: (அ) கிரிப்டான் (ஆ) செனான் (இ) ரேடான் (ஈ) ஹீலியம்.

9. (அ) பின்ன ஆவியாக்கல் (ஆ) பின்ன வடித்துப் பகுத்தல் (இ) நீராவிகொண்டு காய்ச்சி வடித்தல்.

    ————— முறையில் அரிய வாயுக்கள் திரவக் காற்றிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

10. அரிய வாயுக்களின் மூலக் கூறுகள் தனி அணுக்களாக உள்ளன. இதற்குக் காரணம் (அ) அவைகளின் எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி பூஜ்யமாகும் (ஆ) அதிக எலக்ட்ரான் கவர்ச்சியைக் கொண்டவை (இ) குறைவான அயனியாக்கல் ஆற்றலை இவை பெற்றுள்ளன.

பகுதி (ஆ)

11. தனிம வரிசை அட்டவணையில் பூஜ்யப் பிரிவில் ஏன் அரிய வாயுக்கள் வைக்கப்பட்டுள்ளன ?

12. வாணிப ரீதியில், ஹீலியமும் நியானும் எவ்வாறு பயன் படுகின்றன ?

13. அரிய வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை வரைக.

பகுதி (இ)

14. அரிய வாயுக்களின் கண்டுபிடிப்பைப்பற்றிச் சுருக்கமாக எழுதுக.

15. வாயு மண்டலத்திலிருந்து அரிய வாயுக்களைப் பெறும் முறையை எழுதுக.

16. செனானும் ஃப்ளுரின், ஆக்சிஜன் ஆகிய தனிமங்களும் சேர்ந்து உண்டாகும் சேர்மங்களின் பண்புகளையும் தயார் செய்யும் முறைகளையும் எழுதுக.

17. தனிம வரிசை அட்டவணையில் அரிய வாயுக்களின் இடம் சரியானது—இக் கூற்றை விவாதிக்க.

அத்தியாயம் 4

உப்பீனிகள்

அறிமுகம்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் VII B பிரிவில் உள்ள ஃப்ளூரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் முதலிய தனிமங்கள் உப்பீனிகள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இவை அதிக வீரிய முள்ளவை. ஏறத்தாழ எல்லாத் தனிமங்களுடனும் இவை வினை புரிந்து, உப்புகளைக் கொடுக்கவல்லன. எனவேதான், இவை **உப்பீனிகள்** என அழைக்கப்படுகின்றன. உப்பீனிகள், தம் பண்புகளில் ஒற்றுமையைக் கொண்டுள்ளன. இதற்குக் காரணம், அவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு ஆகும். இவை, அதிக எதிர்மின் தன்மை கொண்டவை. ஓர் எலக்ட்ரானைப் பெற்று, அருகில் உள்ள மந்த வாயுக்கள் அல்லது அரிய வாயுக்களின் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறும் இயல்பு கொண்டவை.

ஃப்ளூரின்

குறியீடு : F மூலக்கூறு வாய்பாடு : F_2 இணைதிறன் : 1

அணு எடை : 19 அணு எண் : 9

தோற்றம் : ஃப்ளூரின் அதிக வீரியம் மிக்கதால் இயற்கையில் தனித்துக் கிடைப்பதில்லை. சேர்மங்களாகவே கிடைக்கின்றது. கீழ்க்கண்ட தாதுப்பொருள்களிலிருந்து ஃப்ளூரின் கிடைக்கிறது.

1. ஃப்ளூர்ஸ்பார் CaF_2
2. கிரியோலைட் Na_3AlF_6
3. ஃப்ளூராபடைட் $CaF_2 . 3Ca_3(PO_4)_2$

மிகக் குறைந்த அளவில் மண்ணிலும், ஆற்று நீரிலும், தாவரங்களிலும் மிருகங்களின் எலும்புகளிலும், ஃப்ளூரைடுகளாக, ஃப்ளூரின் உள்ளது. 1886-ல் முதன்முதலில், ஃப்ளூரினைத் தயாரித்தவர் **மாய்சான்** (Moissan) என்ற ஃபிரெஞ்சு நாட்டு அறிஞராவார்.

ஃப்ளூரினைப் பிரித்தல் : ஃப்ளூரினைப் பிரித்தெடுப்பது கடினமாக இருந்தது. ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்து குளோரின், புரோமின், அயோடின் பெறப்பட்டன. ஆனால்

தனித்த ஃப்ளூரினைப் பெற இயலாமற் போயிற்று. அதற்குக் கீழ்க்கண்டவை முக்கிய காரணங்களாகும் :

1. ஹைட்ரஜன் ஃப்ளூரைடு நிலையானது. எந்த ஓர் ஆக்சிஜனேற்றியைக் கொண்டும் இதை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்ய இயலாது.

2. ஹைட்ரோஃப்ளூரிக் அமில நீர்க்கரைசலை மின்னாற்பகுத்தால், நீர் சிதைவடைந்து ஆக்சிஜனும் ஹைட்ரஜனும் கிடைக்கின்றன. ஆனால், HF சிதைவடைவதில்லை. நீரற்ற HF மின்னாற்பகுக்க முடியாது. ஏனெனில், அது அரிதிற்கடத்தி.

3. F_2 மிகவும் வீரியம் மிகுந்து உள்ளதால், இதனைச் சேகரிக்கத் தகுந்த பாத்திரமும் மின்னாற் பகுக்கும்பொழுது மின் முனைகளும் தேர்ந்தெடுப்பது மிகச் சிரமமாகப்பட்டது. இறுதியாக, மாய்சான் என்ற அறிஞர் பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளூரைடை நீரற்ற HF-ல் கரைத்து, அதை மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் F_2-ஐப் பெற்றார்.

(அ) மாய்சான் முறை : நீரற்ற HF, மின்சாரத்தைக் கடத்தாது. இது, KHF_2-ல் கரைக்கப்பட்டு, மின்கடத்தும் பொருளாக மாற்றப்படுகிறது. பிளாட்டினம் - இரிடியம் உலோகக் கலவையால் செய்யப்பட்ட U-வடிவக் குழாயில், மேற்கண்ட கரைசல் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. மூடி, ஃப்ளூர்ஸ்பாரால் ஆக்கப் பட்டுள்ளது. மின்முனைகள், பிளாட்டினம்-இரிடியம் உலோகக் கலவையால் ஆக்கப்பட்டுள்ளன. மின்னாற் பகுக்கும் பொழுது, மின் பகுசெல் —23°C-ல் உள்ள கொதிக்கும் CH_3Cl நீர்மத்தில் வைக்கப் படுகிறது. மின்சாரம் செலுத்தும்பொழுது கீழ்க்கண்டவாறு வினைப் பட்டு ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் முனையிலும் ஃப்ளூரின் நேர்மின் முனையிலும் வெளியாகின்றன.

$$KHF_2 \rightarrow KF + HF \; ; \; KF \rightarrow K^+ + F^-$$

$$\left.\begin{array}{l} K^+ + e^- \rightarrow K \\ 2K + 2HF \rightarrow 2KF + H_2 \end{array}\right\} \text{எதிர்மின் முனை}$$

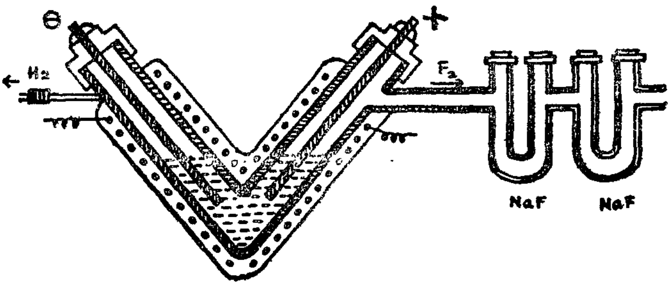
$$\left.\begin{array}{l} F^- - e^- \rightarrow F \\ 2F \rightarrow F_2 \end{array}\right\} \text{நேர்மின் முனை}$$

நேர்மின்வாயில் வெளிவரும் ஃப்ளூரினுடன், ஹைட்ரஜன் ஃப்ளூரைடு வாயுவும் சிறிது சேர்ந்து வரும். U-வடிவக்குழாயில் வைக்கப்பட்டுள்ள NaF வழியாக இதைச் செலுத்த, HF மட்டும் உறிஞ்சப்பட்டு, தூய ஃப்ளூரின் கிடைக்கிறது.

$$NaF + HF \rightarrow NaHF_2$$

இவ்வாயு பிளாட்டினம் ஜாடிகளில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இம்முறை சிறந்தது. ஆனால் செலவுமிக்கது. எனவே, தற்பொழுது கீழ்க் கண்ட நவீனமுறையில் ஃப்ளூரின் தயாரிக்கப்படுகிறது.

(ஆ) டென்னிஸ் விடர் ரோசௌ முறை: உருகிய KHF_2-வை (ஃப்ரமி உப்பு) மின்னாற்பகுத்து தற்பொழுது ஃப்ளூரின் தயாரிக்கப்படுகிறது. இதற்கான உபகரணம், V-வடிவம்கொண்ட தாமிரத்தால் செய்யப்பட்ட குழாய். இது தாமிர மூடிகளைக் கொண்டுள்ளது. இதில் கிராபைட் மின்முனைகள் பொருத்தப் பட்டுள்ளன. தாமிரக்குழாயில் KHF_2 எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டு, அது உருக்கப்பட்டு, பின் மின்சாரம் செலுத்தப்படுகிறது. F_2 வாயு நேர்மின் முனையில் வெளியாகிறது.



படம் 63

ஃப்ளூரினைத் தயாரித்தல்

$$KHF_2 \rightarrow KF + HF$$
$$2KF \rightarrow 2K + F_2 \uparrow$$ (நேர்மின் முனை)
$$2K + 2HF \rightarrow 2KF + H_2$$ (எதிர்மின் முனை)

ஃப்ளூரினுடன் சேர்ந்து (மாசாக) வெளிவரும் HF வாயு, NaF வழியாகச் செலுத்தி நீக்கப்படுகிறது.

இயற் பண்புகள்

ஃப்ளூரின் வெளிரிய மஞ்சள் நிற வாயு. உடலில் புண்களை உண்டாக்கவல்லது. காற்றைவிடக் கனமானது.

வேதிப் பண்புகள்

உப்பீனிகளில் மிக மிக வீரியமுள்ள தனிமம், ஃப்ளூரின். எல்லாத் தனிமங்களுடனும் வினை புரியும் இயல்பு கொண்டது. பல

சமயங்களில், வினை தீவிரமாகவும் வெடி சப்தத்துடனும் நடக்கும்.

1. **ஹைட்ரஜனுடன் வினை :** ஃப்ளூரின், ஹைட்ரஜனுடன் அதிக நாட்டம் கொண்டது. இருளிலும், மிகக் குறைந்த வெப்ப நிலை (—252°C) ஆயினும், ஃப்ளூரின் ஹைட்ரஜனுடன் வெடி சப்தத்துடன் கூடவல்லது.

$$H_2 + F_2 \rightarrow 2\,HF$$

2. **உலோகங்களுடன் வினை:** கார உலோகங்களுடனும், காரமண் உலோகங்களுடனும், எளிதில் ஃப்ளூரின் வினைபுரிந்து ஃப்ளூரைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$2\,Na + F_2 \rightarrow 2\,NaF$$
$$Ca + F_2 \rightarrow CaF_2$$

இடைநிலை உலோகங்களுடன் சிறிது அதிக வெப்பநிலையில் ஃப்ளூரின் கூடி, சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றது.

$$Cu + F_3 \rightarrow CuF_2$$
$$Pt + 2F_2 \rightarrow Pt\,F_4$$

3. **அலோகங்களுடன் வினை :** சாதாரண வெப்ப நிலையில் கந்தகம், கார்பன், போரன், சிலிக்கன் போன்ற பல அலோகத் தனிமங்களுடன் நேரடியாக ஃப்ளூரின் வினைபுரிகிறது.

$$S + 3F_2 \rightarrow SF_6$$
$$C + 2F_2 \rightarrow CF_4$$

4. **நீருடன் வினை :** ஃப்ளூரின் நீருடன் மிகத் தீவிரமாக வினைபுரிந்து ஆக்சிஜனையும் ஓசோனையும் கொடுக்கிறது.

$$2\,F_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,HF + O_2$$
$$3\,F_2 + 3\,H_2O \rightarrow 6\,HF + O_3$$

5. **மற்ற ஹேலைடுகளுடன் வினை :** குளோரைடுகளிலிருந்து குளோரினையும், புரோமைடுகளிலிருந்து புரோமினையும், அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினையும் ஃப்ளூரின் வெளியேற்றுகிறது.

$$2\,KX + F_2 \rightarrow 2KF + X_2 \quad (X = Cl, Br, I)$$

6. **காரங்களுடன் வினை :** நீர்த்த காரங்கள் ஃப்ளூரினுடன் சேர்ந்து F_2O-ஐயும், அடர்ந்த காரங்கள் O_2-ஐயும் கொடுக்கின்றன.

$$2NaOH + 2F_2 \rightarrow 2NaF + F_2O + H_2O$$
$$4NaOH + 2F_2 \rightarrow 4NaF + 2H_2O + O_2$$

7. **ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு :** ஃப்ளூரின் ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றி, ஈதர், ஆல்கஹால், டர்பன்டைன் போன்ற கரிமத் திரவங்கள், ஃப்ளூரினுடன் சேரும்பொழுது தீப்பற்றி எரிகின்றன. பொட்டாசியம் குளோரேட்டை, பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டாக இது மாற்றுகிறது.

$$KClO_3 + F_2 + H_2O \rightarrow KClO_4 + 2HF$$

8. **மற்ற உப்பீனிகளுடன் வினை :** ஃப்ளூரின் மற்ற உப்பீனிகளுடன் வினைபுரிந்து உப்பீனி இடைச் சேர்மங்களைக் (interhalogen compounds) கொடுக்கிறது.

$$Br_2 + 3F_2 \rightarrow 2BrF_3$$
$$I_2 + 5F_2 \rightarrow 2IF_5$$

உபயோகங்கள் :

1. பல ஃப்ளூரைடு உப்புகளைத் தயார் செய்யப் பயன்படுகிறது.

2. குளிர்சாதனப் பெட்டி, குளிர்சாதன அறை ஆகியவற்றில் பயன்படுத்தும் ஃப்ரியான்-12 (Freon-12, Difluoro-dichloromethane CF_2Cl_2) தயார் செய்யப் பயன்படுகிறது.

3. கண்ணாடிப் பொருள்களை அரித்து, அவைகளில் ஏதாவது படங்கள் வரைய HF பயன்படுகிறது.

4. SnF_2, CaF_2 ஆகியன பூசணக் கொல்லிகளாகவும் நுண்ணுயிர்க் கொல்லிகளாகவும் பயன்படுகின்றன. CaF_2-ஐப் பற்பசையில் சேர்க்கிறார்கள்.

5. NaF, SbF_3 ஆகிய ஃப்ளூரைடுகள் சாயத் தொழிற்சாலைகளில் நிறம் நிலைத்திருப்பதற்காகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

6. BF_3, HF ஆகியன பெட்ரோலியத் தொழிற்சாலைகளில் வினைவேக மாற்றிகளாகப் பயன்படுகின்றன.

7. UF_6 என்ற சேர்மம் $^{235}U_{92}$, $^{238}U_{92}$ ஆகிய ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்கப் பயன்படுகிறது.

ஃப்ளூரினுக்கும் மற்ற உப்பீனிகளுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகள்

1. ஃப்ளூரின் பெரும்பாலும் எல்லா தனிமங்களையும் பாதித்து நேரடியாகக் கூடும் இயல்பு கொண்டது. கார்பனுடன் கூடி CF_4-ஐக் கொடுக்கிறது.

2. இது நீருடன் வினைபுரிந்து, HF-ஐயும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கிறது. மற்ற உப்பீனிகள் நீருடன் வினைபுரிந்து, HX உடன் ஹைறபோ ஹேலஸ் அமிலங்களைக் (HOX) கொடுக்கின்றன.

3. ஃப்ளூரின் காரங்களுடன் வினைபுரியும்பொழுது, நீர்த்த குளிர்ந்த நிலையில் ஃப்ளூரின் மோனாக்சைடையும், அடர்ந்த சூடான நிலையில் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கின்றது. ஆனால், மற்ற உப்பீனிகள், முறையே, ஹைறபோஹேலைட்டு களையும் ஹேலேட்டுகளையும் கொடுக்கின்றன.

4. இது ஹைட்ரஜனுடன் அதிக நாட்டம் கொண்டுள்ளது. ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து, ஹைட்ரஜன் ஃப்ளூரைடைக் கொடுக்கிறது. HF-ல் ஹைட்ரஜன் பிணைப்பால் (hydrogen bond) பல மூலக்கூறுகள் இணைந்துள்ளன. HF ஒரு வீரியம் குறைந்த அமிலம். ஆனால், மற்ற ஹைட்ரோஹேலிக் அமிலங்கள் வீரியம் மிக்கவை.

5. உலோகங்களுடன் இது NaF, $NaHF_2$ ஆகிய இருவித உப்பு களைக் கொடுக்கின்றன. ஆனால், மற்றைய ஹேலஜன்கள் அவ்வாறு தருவதில்லை.

6. கால்சியம் ஃப்ளூரைடு நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால், மற்றக் கால்சியம் ஹேலைடுகள் நீரில் கரையும் இயல்பு கொண்டவை.

7. சில்வர் ஃப்ளூரைடு நீரில் கரையும். ஆனால், மற்ற சில்வர் ஹேலைடுகள் நீரில் கரைவதில்லை.

8. இது அதிக எதிர்மின் தன்மை கொண்டுள்ளதால், — ஆக்சிஜனேற்ற நிலை மட்டுமே கொள்ளமுடியும். ஆனால், மற்ற ஹேலஜன்கள் +, — ஆகிய நிலைகளில் ஆக்சிஜனேற்றம் பெற இயலும்.

9. மற்ற ஹேலஜன்கள் தயாரிக்கும் முறைகளில், இதைத் தயாரிக்க இயலாது.

10. ஃப்ளூரின், கண்ணாடியைப் பாதிக்கும் தன்மை கொண்டது. ஆனால், மற்றத் தனிமங்கள் பாதிக்காது.

11. ஃப்ளூரினின் ஆக்சி அமிலங்கள் இதுவரை கண்டுபிடிக்கப் படவில்லை. ஆனால், மற்ற ஹேலஜன்களின் பல ஆக்சி அமிலங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன.

ஹைட்ரஜன் ஃப்ளுரைடு

மூலக்கூறு வாய்பாடு: HF மூலக்கூறு எடை: 20

தோற்றம்

இது தனியாக, இயற்கையில் இருப்பதில்லை. சேர்ம நிலையில் ஃப்ளுர்ஸ்பார் CaF_2, கிரியோலைட் (Na_3AlF_6) ஆகிய நிலைகளில் நமக்குக் கிடைக்கிறது.

தயாரிக்கும் முறை

உலோக ஃப்ளுரைடுகளுடன் அடர் கந்தக அமிலத்தை வினை புரியச் செய்து, HF-ஐப் பெறலாம்.

நீருள்ள ஹைட்ரோஃப்ளுரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கும் முறை

ஃப்ளுர்ஸ்பார், அடர் கந்தக அமிலம் சேர்ந்த கலவை வார்ப்பு இரும்புக் கொப்பரையில் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. அப்போது கீழ்க்கண்ட வினை நிகழ்கிறது.

$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow 2HF \uparrow + CaSO_4$$

ஹைட்ரஜன்ஃப்ளுரைடு வாயு, காரீயப் பெட்டிகளில் (lead vessels) உள்ள நீர் அல்லது நீர்த்த HF-ல் உறிஞ்சப்படுகிறது.

தூய நீரற்ற ஹைட்ரோஃப்ளுரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கும் முறை

ஒரு பிளாட்டினக் குடுவையில் பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃப்ளுரைடு (KHF_2) எடுத்துக்கொண்டு, அதைச் சூடுபடுத்தி, தூய நீரற்ற HF பெறப்படுகிறது.

$$KHF_2 \xrightarrow{\Delta} KF + HF$$

இயற் பண்புகள்

சாதாரண வெப்ப நிலையில் இது ஒரு வாயு. இதன் கொதி நிலை 19.5°C. இந்த வெப்பநிலைக்குக் கீழ், இது ஒரு நிறமற்ற புகையும் திரவம். நீரில் கரையும் தன்மை கொண்டது. உயர்ந்த வெப்பநிலையில் இருக்கும்பொழுது, இது தனித்தனி மூலக்கூறுக ளாக உள்ளது. ஆனால், தாழ்ந்த வெப்பநிலையில் பலபடி (பாலிமர்) வடிவத்தில் உள்ளது. $(HF)_2$, $(HF)_6$ ஆகிய பலபடிகள் குறிப்பிடத் தக்கவை. மூலக்கூறுகள், ஹைட்ரஜன் பிணைப்பினால் (hydrogen bond) இணைந்துள்ளன. ஹைட்ரோ ஃப்ளுரிக் அமிலம், ஒரு சிறந்த கரைப்பான். இது ஒரு நச்சுப்பொருள்; தோலில் பட்டால், அரித்து அபாயத்தை விளைவிக்கக்கூடியது.

வேதிப் பண்புகள்

1. நீர் சேர்ந்த ஹைட்ரோ ஃப்ளூரிக் அமிலம், ஒரு வீரியம் குறைந்த அமிலமாகும். நீரற்ற நீர்ம HF அதிக வீரியம் மிக்க அமிலமாகும். இது, உலோகங்கள், உலோக ஆக்சைடுகள், கார்ப னேட்டுகள் ஆகியவைகளுடன் சேர்ந்து வினை புரிகிறது.

$$CaCO_3 + 2HF \rightarrow CaF_2 + H_2O + CO_2$$
$$ZN + 2HF \rightarrow ZnF_2 + H_2$$

2. ஹைட்ரோஃப்ளூரிக் அமிலத்தைக் கண்ணாடி சீசாக்களில் அடைத்து வைக்கக்கூடாது. காரணம், இது கண்ணாடியுடன் வினை புரிந்து, சிலிகன் டெட்ராஃப்ளூரைடு, ஹைட்ரோ ஃப்ளூவோ சிலிசிக் அமிலம் அல்லது அதன் உப்புகளைக் கொடுக்கின்றது.

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$
$$SiF_4 + 2HF \rightarrow H_2SiF_6$$
$$Na_2SiO_3 + 6HF \rightarrow Na_2SiF_6 + 3H_2O$$

பயன்கள்

கண்ணாடியை அரித்து, அதில் தேவையான பட உருவங்களை உண்டாக்குவதற்கு இது பயன்படுகிறது. செயற்கையாகத் தயாரிக்கும் கிராஃபைட்டில் உள்ள மணலை நீக்க இது பயன் படுகிறது.

கண்ணாடியை அரித்தல் (Etching of glass) : முதலில், கண்ணாடிப் பொருள் மெழுகால் முழுவதும் மூடப்படுகிறது. கண்ணாடியில், அரித்து உருவாக்க வேண்டிய படத்தை முதலில் மெழுகின் மேல் வரைந்து, அப் பகுதியில் உள்ள மெழுகை மட்டும் நீக்கிவிட வேண்டும். HF அமிலத்தைச் சேர்க்க, அது மெழுகின் கீழுள்ள கண்ணாடிப் பகுதியை ஒன்றும் செய்யாது; வரைந்து மெழுகு நீக்கப்பட்ட பகுதியில் உள்ள கண்ணாடியை அரித்து, உருவத்தை ஏற்படுத்தும். இறுதியில் டர்பன்டைன் கொண்டு மெழுகு நீக்கப்படுகிறது.

குளோரின்

குறியீடு : Cl   மூலக்கூறு வாய்பாடு : Cl_2 இணைதிறன் : 1
அணுஎடை : 35.46   அணுஎண் : 17

தோற்றம்

குளோரின் ஒரு வீரியம் மிக்க தனிமம். எனவே, இது இயற்கையில் தனித்து இருப்பதில்லை. சேர்மங்களாகவே கிடைக் கின்றது.

முக்கிய தாதுப்பொருள்கள் : 1. கடலுப்பு அல்லது பாறை உப்பு, NaCl; 2. கார்னலைட், $KCl.MgCl_2.6H_2O$

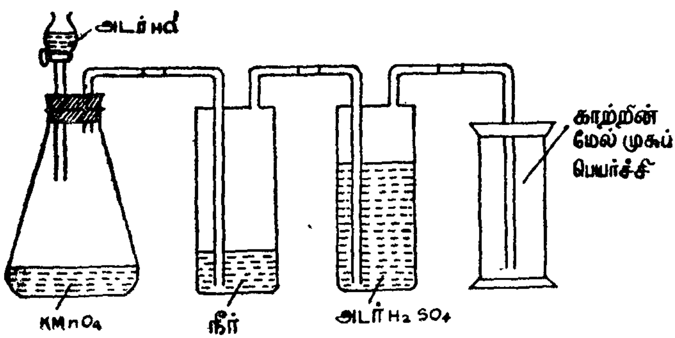
குளோரின் தயாரித்தல்

1. செறிவு மிகுந்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலை மின்னாற்பகுக்க, குளோரின் நேர்மின் முனையிலும், ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் முனையிலும் வெளியேறும்.

2. ஆய்வக முறை: அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை, மெங்கனீஸ் டையாக்சைடு அல்லது பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கொண்டு ஆக்சிஜனேற்றம் செய்து, குளோரின் ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கப்படுகிறது..

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் படிகங்களைச் சொட்டும் புனலும் போக்குக்குழாயும் இணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு கூம்புக் குடுவைக்குள் எடுத்துக்கொள்ளவேண்டும். சொட்டும் புனல் வழியாக அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்க்கப்படுகிறது. இரண்டும் வினைபுரிந்து Cl_2 வாயு கிடைக்கிறது.

$$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$



படம் 64

குளோரின் தயாரித்தல்

இங்குக் குடுவையைச் சூடுபடுத்த வேண்டியதில்லை. வெளிவரும் குளோரினுடன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் ஈரமும் அசுத்தங்களாகக் கலந்திருக்கும். எனவே, குளோரினைத் தூய நீரினுள் செலுத்தி ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும், அடர் கந்தக அமிலத்தின் வழியே செலுத்தி ஈரத்தையும் போக்கவேண்டும். இப்போது தூய உலர்ந்த

குளோரினைக் காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சி முறையில் சேகரித்து வைக்கலாம்.

$KMnO_4$-க்குப் பதிலாக MnO_2-ஐ உபயோகித்தால், குடுவையைச் சூடுபடுத்தவேண்டும். அப்பொழுது, கீழ்க்கண்டவாறு வினை நிகழும்.

$$MnO_2 + 4HCl \xrightarrow{\Delta} MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$$

குளோரின் வாயுவை, மற்றொரு முறையிலும் ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கலாம். சோடியம் குளோரைடு, மெங்கனீஸ் டையாக்சைடு கலந்த கலவையில், அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சூடு படுத்தக் குளோரின் கிடைக்கும்.

$$2NaCl + 2H_2SO_4 + MnO_2 \xrightarrow{\Delta} Na_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

பெருமளவில் குளோரின் தயாரிக்கும் முறை

கடலுப்பில் உள்ள பெரும் பகுதி, சோடியம் குளோரைடு ஆகும். இதைத் தூய்மையாக்கி, மின்னாற்பகுத்தலுக்கு உட்படுத்திக் குளோரின் வாயு பெறப்படுகிறது. காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறையில், குளோரின் அதிக அளவில் உற்பத்தி செய்யப்படுகிறது. இதில், கார்பன் தண்டுகள் நேர்மின்வாயாகவும், பாதரசம் எதிர்மின் வாயாகவும் செயல்படுகின்றன. சோடியம் குளோரைடு கரைசல், மின்பகு பொருளாகச் செயல்படுகிறது. மின்சாரம் செலுத்தும் பொழுது கீழ்க்கண்டவாறு வினை ஏற்பட்டு, நேர்மின்வாயில் குளோரினும், எதிர்மின்வாயில் சோடியமும் வெளியாகின்றன. எதிர்மின்வாயில் வெளியேறும் சோடியம், பாதரசத்துடன் வினை புரிந்து, சோடியம் ரசக் கலவையாக மாறுகிறது.

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$\left.\begin{array}{l} Na^+ + e^- \rightarrow Na \\ Na + Hg \rightarrow Na/Hg \end{array}\right\} \text{எதிர்மின் முனை}$$

$$\left.\begin{array}{l} Cl^- - e^- \rightarrow Cl \\ 2Cl \rightarrow Cl_2 \end{array}\right\} \text{நேர்மின் முனை}$$

இயற் பண்புகள்

சாதாரண அறை வெப்பநிலையில், இது ஒரு பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிற வாயு. காற்றைப்போல் 2.5 பங்கு கனமானது. நீரில் கரையும். இதை எளிதாக நீர்மமாக்கலாம். இது ஒரு நச்சுத் தன்மையுடைய வாயு.

வேதிப் பண்புகள்

1. குளோரின், தானே எரியாது. ஆனால், பிற உலோகங்கள் அலோகங்கள் எரிவதற்குத் துணைபுரியும்.

2. **உலோகங்களுடன் வினை :** பெரும்பாலான உலோகங்கள், குளோரைனுடன் கூடிக் குளோரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. எரியும் சோடியம், குளோரின் வாயு ஜாடியில் தொடர்ந்து எரிந்து, சோடியம் குளோரைடை உண்டாக்குகிறது. ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகிய உலோகங்கள் இதில் பேரொளியுடன் எரிகின்றன.

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$
$$2Sb + 3Cl_2 \rightarrow 2SbCl_3$$

3, **அலோகங்களுடன் வினை :** குளோரின், ஹைட்ரஜனுடன் நேரடிச் சூரியவெளிச்சத்தில் வெடி ஒலியுடன் வினைபுரிகிறது.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

கார்பன், நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் முதலியவைகளுடன் நேரடியாகக் கூடுவதில்லை.

வெள்ளை பாஸ்பரஸ், குளோரினுடன் சேர்ந்து பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடும், பாஸ்பரஸ் பெண்டாகுளோரைடும் கொடுக்கிறது.

$$P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$$
$$PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$$

4. **ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு :** குளோரின், ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றி. ஈரத்தின் (moisture) முன்னிலையில் இது ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது. காரணம், நீருடன் வினைபுரிந்துப் பிறவிநிலை ஆக்சிஜனை உண்டாக்குகிறது. இது, ஆக்சிஜனேற்றத்திற்கு அடிப்படையாக உள்ளது.

1. குளோரின் ஹைட்ரஜன் சல்பைடை, கந்தகமாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$H_2S + Cl_2 \rightarrow 2HCl + S\downarrow$$

2. கந்தக டையாக்ஸைடை, கந்தக அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$SO_2 + 2H_2O + Cl_2 \rightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

3. இரும்பு (II) சல்பேட்டை இரும்பு (III) சல்பேட்டாக மாற்றுகிறது.

$$2FeSO_4 + Cl_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2HCl$$

மேற்கண்ட வினைகளில், குளோரின் ஹைட்ரஜன் குளோரை டாக ஒடுக்கமடைகிறது,

5. **நிறம் நீக்கும் பண்பு :** ஈரநிலையில் குளோரின் தாவரங் களின் மலர்கள், இலைகள் ஆகியவற்றின் நிறங்களை நீக்கும் இயல்பு கொண்டது. குளோரின், முதலில் ஈரத்தில் உள்ள நீர்த்துளி களுடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஹைபோ குளோரஸ் அமிலம் ஆகியவைகளை உண்டாக்குகிறது.

$$Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HOCl$$

ஹைபோகுளோரஸ் அமிலம் நிலையற்றதாதலால், HCl ஆகவும் பிறவி நிலை ஆக்சிஜனாகவும் சிதைவடைகிறது. இவ்வாக்சிஜன் நிற முள்ள பொருள்களுடன் சேர்ந்து, அவற்றின் நிறங்களை நீக்குகிறது.

$$HOCl \rightarrow HCl + [O]$$

[O] + நிறமுள்ள பொருள்கள் → நிறமற்ற பொருள்கள்

இங்கு, குளோரின் ஆக்சிஜனேற்ற முறையில் நிறங்களை நீக்குகிறது

6. **காரங்களுடன் வினை :** (i) குளிர்ந்த நீர்த்த சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலில் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்த, சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் ஹைபோ குளோரைடு உப்புகள் கிடைக்கின்றன,

$$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

(ii) சூடான அடர் NaOH (அல்லது KOH) கரைசலில் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்த, சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் குளோரேட்டு உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$6NaOH + 3Cl_2 \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

(iii) நீற்றிய சுண்ணாம்புத் தூளின்மீது (slaked lime) உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தும்போது, இரண்டும் சேர்ந்து சலவைத்தூள் (bleaching powder) உண்டாகிறது.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow CaCl(OCl) + H_2O$$

7. **அம்மோனியாவுடன் வினை :** அதிக அளவு அம்மோனியாவுடன் குளோரின் வினைபுரிய, N_2 கிடைக்கிறது.

$$8NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow N_2 + 6NH_4Cl$$

ஆனால், அதிக அளவு குளோரினுடன் அம்மோனியா வினைபுரிய, நைட்ரஜன் ட்ரைகுளோரைடு என்னும் வெடிக்கும் பொருள் கிடைக்கிறது.

$$NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow NCl_3 + 3HCl$$

8. **உலர்ந்த CO, SO_2 ஆகியவைகளுடன் வினை :** கார்பன் மோனாக்சைடுடன் குளோரின் சேர்ந்து கார்பனைல் குளோரைடும், கந்தகடையாக்சைடுடன் சேர்ந்து சல்ஃபூரைல் குளோரைடும் உண்டாகின்றன.

$$CO + Cl_2 \rightarrow COCl_2$$

$$SO_2 + Cl_2 \rightarrow SO_2Cl_2$$

9. **கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை :** கரிமச் சேர்மங்களுடன் குளோரின்சேர்ந்து, பதிலீட்டு வினை அல்லது கூட்டு வினைகளை உண்டாக்கிக் குளோரோ சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

$C_2H_6 + Cl_2 \rightarrow C_2H_5Cl + HCl$ (பதிலீட்டு வினை)
ஈத்தேன் → ஈதைல் குளோரைடு

$C_2H_4 + Cl_2 \rightarrow C_2H_4Cl_2$ (கூட்டு வினை)
எத்திலீன் → எத்திலீன் டைகுளோரைடு.

10. **இடப்பெயர்ச்சி வினைகள் :** குளோரின் நீர், பொட்டாசியம் புரோமைடுடன் சேரும்போது, புரோமின் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது. அதனால், கரைசல் மஞ்சள் நிறமாக மாறுகிறது.

$$2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$$

பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலிலிருந்து, குளோரின் அயோடினை வெளியேற்றுகிறது.

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

குளோரினைக் கண்டறியும் சோதனை

1. குளோரினின் மணம் மூச்சைத் திணரச் செய்யும். ஈர நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக மாற்றும்; பிறகு வெண்மையாக வெளுக்கும்.

2. ஸ்டார்ச் அயோடைடு காகிதத் துண்டைக் குளோரின் வாயு நீல நிறமாக்கும்.

பயன்கள்

1. நகரங்களுக்கு வேண்டிய குடிநீரைத் தூய்மை செய்வதற்கு இது பயன்படுகிறது.

2. D.D.T., CCl_4. பிளாஸ்டிக், ரப்பர், சலவைத்தூள், $CHCl_3$, சாயங்கள், மருந்துகள் முதலியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது.

3. பருத்தி, லினன் முதலியவைகளாலான துணிகளை வெளுப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.

4. தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்களை, அவற்றின் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்து எடுக்க இது பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

மூலக்கூறு வாய்பாடு : HCl மூலக்கூறு எடை : 36.468

தோற்றம்

எரிமலையிலிருந்து வெளிவரும் வாயுவிலும், இரைப்பை நீரிலும் இது காணப்படுகிறது.

தயாரிக்கும் முறை

1. சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில், ஹைட்ரஜனுடன் குளோரின் கூடி, வெடிச்சப்தத்துடன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

2. பாஸ்பரஸ் போன்ற அலோகங்களின் குளோரைடுகள் நீருடன் வினைபுரிந்து, HCl-ஐக் கொடுக்கின்றன.

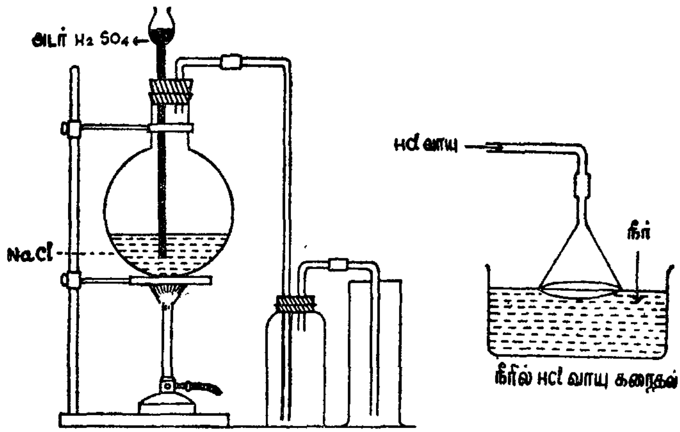
$$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow 3HCl + H_3PO_3$$ (பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம்)

$$PCl_3 + 4H_2O \rightarrow 5HCl + H_3PO_4$$ (பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்)

3. **சோதனைச் சாலையில் தயாரிக்கும் முறை :** சோடியம் குளோரைடை, அடர்கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தி, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு பெறப்படுகிறது.

$$NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} NaHSO_4 + HCl \uparrow$$

ஓர் உருண்டையான கண்ணாடிக் குடுவையில் சோடியம் குளோரைடு உப்பை எடுத்துக்கொண்டு, படத்தில் காட்டியவாறு உபகரணங்கள் அமைக்கப்படுகின்றன. அடர் கந்தக அமிலம் திசில்



படம் 65

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு தயாரித்தல்

புனல் வழியாகச் சேர்க்கப்பட்டு, குடுவை சூடுபடுத்தப்படுகிறது. அப்போது குளோரின் வாயு வெளிவருகிறது. இது ஒரு கழுவு சீசாவிலுள்ள அடர் கந்தக அமிலத்தின் வழியாகச் செலுத்தி உலர்த்தப்பட்டு, வாயு ஜாடிகளில் காற்றை மேல்முகமாக இடப் பெயர்ச்சி செய்து சேகரிக்கப்படுகிறது.

இயற் பண்புகள்

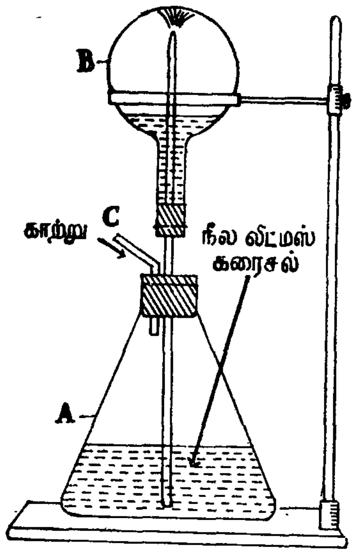
1. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு நிறமற்றது; மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடையது.

2. காற்றைவிடக் கனமானது.

3. இது நீரில் அதிக அளவு கரையும். நீரில் கரைந்து ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கும். இது, நீரில் கரையும் தன்மையைக் கீழ்க்கண்ட ஆய்வின்மூலம் அறியலாம்.

A என்ற கூம்புக் குடுவை நீல லிட்மஸ் கரைசலைக் கொண்டுள்ளது. மேலுள்ள B என்ற குடுவை ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவால் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. C–யின் வழியாகச் சிறிது காற்று உள்ளே ஊதப்படுகிறது. இச்செய்கை சிறிது லிட்மஸ் கரைசல் மேலேயுள்ள குடுவையை அடையச் செய்கிறது. HCl வாயு இக் கரை

சலில் கரைவதால் அங்கு அழுத்தம் குறைக்கப்படுகிறது. அதை ஈடுகட்ட A-யிலிருந்து ஊற்றுபோல் லிட்மஸ் கரைசல் B-யில்



படம் 66

HCl வாயுவின் கரைதிறனைக் காட்டும் ஆய்வு

பீச்சியடிப்பதைக் காணலாம். அதே சமயத்தில் லிட்மஸின் நிறம் நீலத்திலிருந்து சிவப்பாக மாறுவதைக் காணலாம். இதற்குக் காரணம் HCl-ன் அமிலத்தன்மையாகும்.

4. சுமார் 28 வாயுமண்டல அழுத்தத்தை உண்டாக்கி, O°C,ல் இவ் வாயுவை நிறமற்ற நீர்மமாக ஆக்கலாம்.

5. இவ் வாயுவின் நீர்க்கரைசல், மின்சாரத்தைக் கடத்தும் இயல்பு கொண்டது.

6. இவ் வாயு நீரில் கரையும்பொழுது, வீரியம் மிக்க அமிலத்தை உண்டாக்கும்.

வேதிப் பண்புகள்

1. இது தானும் எரியாது, பிற பொருள்களையும் எரிய விடாது, ஆனால், எரியும் சோடியம், பொட்டாசியம் போன்ற உலோகங்கள் இதில் தொடர்ந்து எரிந்து உலோகக் குளோரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

$$2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2 \uparrow$$

2. ஈரமுள்ள ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும், காற்றும் சேர்த்து சூடான தாமிரம் (II) குளோரைடு வழியாகச் செலுத்தும் பொழுது ஹைட்ரஜன் குளோரைடு குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$4\,HCl + O_2 \rightarrow 2Cl_2 \uparrow + 2H_2O$$

3. **அம்மோனியாவுடன் வினை :** ஈரத்தின் முன்னிலையில் HCl வாயு NH_3 வுடன் சேர்ந்து, வெண்மையான அடர்த்தியான அம்மோனியம் குளோரைடு புகை உண்டாக்குகிறது.

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

4. **$AgNO_3$ கரைசலுடன் வினை :** HCl வாயு $AgNO_3$ கரைசலுடன் வினைபுரிந்து, நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரையாத வெண்மையான AgCl வீழ்படிவினைக் கொடுக்கிறது. இவ் வாயுவை அறிய, இது ஓர் ஆய்வாகும்.

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$$

வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவு, அம்மோனியாக் கரைசலில் கரையும்.

ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம்

தயாரிக்கும் முறை

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை நீரில் கரைத்து, ஆய்வகத்தில் இவ்வமிலத்தைத் தயாரிக்கலாம். முன்னர்க் கூறப் பட்டதுபோல, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு ஆய்வுக் குழாயில் தயாரிக்கப்பட்டு, முதலில் காலியான குடுவையில் செலுத்தி, பின் நீருள்ள ஜாடியில் செலுத்திக் கரைக்கப்படுகிறது. காலியான குடுவையானது, ஜாடியிலுள்ள நீர் வினைபுரியும் குடுவையில் சென்று சேராமல் தடுக்கிறது. உள்ளே உறிஞ்சப்படுவதைத் (back suction) தடுக்க, தலைகீழ்க் கவிழ்த்த புனலை உபயோகப் படுத்தலாம்.

இயற் பண்புகள்

1. தூய ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் நிறமற்றது. ஆனால், வாணிப அமிலம் மஞ்சள் நிறமாக இருக்கும். இதற்குக் காரணம், அதில் கரைந்துள்ள இரும்பு (III) குளோரைடாகும்.

2. அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் 1.2 அடர்த்தி கொண்டது.

3. மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்தும் இயல்பு கொண்டது.

4. நீரில் கரைந்து, ஒரே வெப்பநிலையில் கொதிக்கும் கலவையைக் (constant-boiling mixture) கொடுக்கிறது. இதில் HCl-ன் அளவு 20-24% ஆகும். இதன் கொதிநிலை 110°C. இந்தக் கலவையை எத்தனை முறை வடித்துப் பகுத்தாலும், வெளி வரும் கரைசலில் 20-24 சதவீதம் HCl இருக்கும்.

வேதிப் பண்புகள்

1. **உலோகங்களுடன் வினை :** பல உலோகங்களுடன் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் வினைபுரிந்து, உலோகக் குளோரைடு களையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கின்றது.

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$
$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

2. **அமிலத் தன்மை :** ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக மாற்றுகிறது. இது, இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் ஒரு ஹைட்ரஜனைக் கொண்டுள்ளது. எனவே, இது ஒரு காரத்துவம் கொண்ட அமிலமாகும். காரங்களுடன் இவ்வமிலம் ஒரு வகையான உப்பை மட்டும் கொடுக்கும்.

எடுத்துக்காட்டு : $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

3. **இராஜத் திராவகம் :** 3 பங்கு அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும், 1 பங்கு அடர் நைட்ரிக் அமிலமும் சேர்ந்த கலவை, இராஜத் திராவகம் எனப்படும். இது இராஜ உலோகங்கள் என்றழைக்கப்படும் தங்கம், பிளாட்டினம் முதலிய உலோகங்களையும் கரைக்கும் இயல்பு கொண்டது.

4. கார்பனேட்டுகளுடன் வினைபுரிந்து கார்பன் டையாக் சைடையும், சல்பைட்டுகளுடன் வினைபுரிந்து கந்தக டையாக்சைடு வாயுவையும் கொடுக்கிறது.

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$
$$Na_2SO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + SO_2 \uparrow$$

5. வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலுடன், தயிர் போன்ற வீழ் படிவான சில்வர் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது. இந்த வீழ்படிவு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடில் கரையும் இயல்புடையது.

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$$

6. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் MnO_2, $KMnO_4$ ஆகியவை களினால் Cl_2 ஆக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்யப்படுகிறது.

$$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$

$$MnO_2 + 4HCl \xrightarrow{\Delta} MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

பயன்கள்

1. குளோரின் வாயு தயாரிக்கவும், குளோரைடு உப்புகளைத் தயார் செய்யவும், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.

2. இராஜ உலோகங்கள் என்றழைக்கப்படும் (தங்கம், பிளாட்டினம்) முதலியவைகளைக் கரைக்கும் இராஜத் திராவகம் தயார் செய்யப் பயன்படுகிறது.

3. சாயத் தொழிற்சாலைகளிலும், அச்சுக்கூடங்களிலும் இது பயன்படுகிறது.

4. மருந்துப் பொருள்களை உற்பத்தி செய்யவும், மக்காச் சோளத்திலிருந்து குளூகோஸ் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

5. பண்பறி பகுப்பாய்வில், முதல் தொகுதி கார உறுப்புகளைக் கண்டறியப் பயன்படுகிறது.

குளோரைடுகளைக் கண்டறியும் முறை

1. சிறிது உப்பை, அடர் H_2SO_4 உடன் சேர்த்து வெப்பப் படுத்தின், நிறமற்ற ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு வெளிவருகிறது. இது, அம்மோனியாவுடன் சேர்ந்து வெண்மையான, அடர்த்தியான அம்மோனியம் குளோரைடு வாயுவைக் கொடுக்கிறது.

2. குளோரைடு உப்புக் கரைசல், வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலுடன் தயிர் போன்ற வெண்மையான வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது. இது, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலில் கரையும். ஆனால், நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை.

3. உலோகக் குளோரைடு உப்பை, காரீய நைட்ரேட் கரைசலுடன் சேர்த்துக் கலக்கினால், வெண்மையான காரீயக் குளோரைடு உப்பு தனித்துப் பிரிகிறது. இது கரைசலைச் சூடாக்கின் கரையும். குளிர்ந்த நிலையில், மீண்டும் தனித்துப் பிரிகின்றது.

புரோமின்

குறியீடு: Br மூலக்கூறு வாய்பாடு: Br_2 இணைதிறன்: 1
அணு எடை: 80 அணு எண்: 35

தோற்றம்

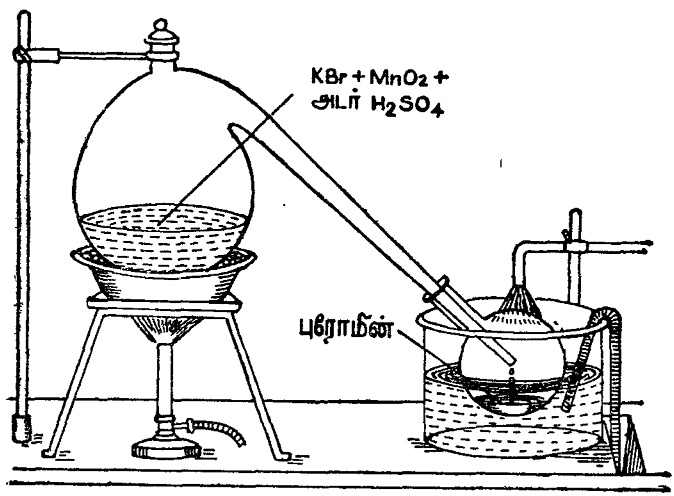
புரோமின் அதிக வினைபுரியும் தனிமமாதலால், தனித்துக் கிடைப்பதில்லை. கடல்நீரில் சோடியம் குளோரைடு உள்ளது. இதைத் தவிர, புரோமைடு உப்புகளும் கடல் நீரில் உள்ளன.

சோடியம் புரோமைடு, பொட்டாசியம் புரோமைடு, மெக்னீசியம் புரோமைடு ஆகியன கடல் நீரில் உள்ள முக்கிய புரோமைடு உப்புகளாகும்.

ஆய்வகத்தில் புரோமின் தயாரிக்கும் முறை

பொட்டாசியம் புரோமைடு, மெங்கனீஸ் டையாக்சைடு சேர்ந்த கலவையுடன் அடர் கந்தக அமிலம் சேர்த்துச் சூடுபடுத்த, புரோமின் வாயு கிடைக்கிறது.

$$2KBr + MnO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2KHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Br_2 \uparrow$$



படம் 67

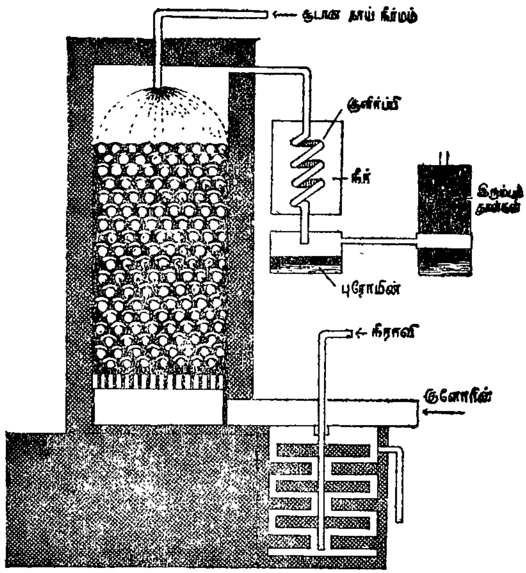
ஆய்வகத்தில் புரோமின் தயாரித்தல்

ஒரு கண்ணாடிக் குடுவையில் பொட்டாசியம் புரோமைடும் மெங்கனீஸ் டையாக்சைடும் எடுத்துக்கொண்டு, படத்தில் காட்டிய வாறு உபகரணங்கள் அமைத்துக்கொள்ளப்படுகின்றன. அடர் கந்தக அமிலம் சேர்க்கப்பட்டு, குடுவையைச் சூடுபடுத்திப் புரோமின் பெறப்படுகிறது.

தொழிற்சாலையில் புரோமின் தயாரித்தல்

1. **கார்னலைட்டிலிருந்து:** கார்னலைட் ($KCl.MgCl_2.6H_2O$) தாதுவில் சிறிதளவு மெக்னீசியம் புரோமைடு ($MgBr_2$) உள்ளது. இந்த மெக்னீசியம் புரோமைடிலிருந்து, புரோமின் பெறப்படுகிறது.

கார்னலைட், நீரில் கரைக்கப்படுகிறது. இக்கரைசலைக் குளிர்விக்கும்பொழுது, குறைவான கரைதிறன் கொண்ட குளோரைடு உப்புகள் பிரிகின்றன. எஞ்சியுள்ள கரைசலில் மெக்னீசியம் குளோரைடும், மெக்னீசியம் புரோமைடும் உள்ளன. கரைசல் படத்தில் காட்டியபடி கோபுரத்தின் உச்சியிலிருந்து துளித்துளியாக விழும்படி செய்யப்படுகிறது. அடிப் பகுதியிலிருந்து நீராவியும் குளோரினும் செலுத்தப்படுகின்றன. Br_2 வாயு வெளிப்படுகிறது.



படம் 68.

கார்னலைட்டிலிருந்து Br_2 தயாரித்தல்

$$MgBr_2 + Cl_2 \rightarrow MgCl_2 + Br_2$$

புரோமின் ஆவி நீராவியில் நீக்கப்பட்டு, குளிர்விக்கப்பட்டு நீர்மமாக்கப்படுகிறது. எஞ்சியுள்ள Br_2 ஆவி, இரும்புத் துகள்களால் உறிஞ்சப்படுகிறது.

$$2Fe + 3Br_2 \rightarrow 2FeBr_3$$

2. கடல் நீரிலிருந்து : கடல் நீரைக் குளிர்விக்கும்பொழுது, சோடியம் குளோரைடு படிகமாகி அடியில் தங்குகிறது. இதை நீக்கியபின், எஞ்சியுள்ள நீரில் சோடியம், பொட்டாசியம், மெக்னீ

சியம் ஆகியவற்றின் புரோமைடு உப்புகள் உள்ளன. இக் கரைசல் வழியாகக் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தும்பொழுது, புரோமைடிலிருந்து புரோமின் வெளியேற்றப்படுகிறது.

$$Cl_2 + 2KBr \rightarrow 2KCl + Br_2 \uparrow$$
$$Cl_2 + MgBr_2 \rightarrow MgCl_2 + Br_2 \uparrow$$

இப் புரோமின் வாயு, சோடியம் கார்பனேட் கரைசல் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டுச் சோடியம் புரோமைடு, சோடியம் புரோமேட்டு உப்புகளாக மாற்றப்படுகின்றன. இவற்றுடன் HCl சேர்த்து வடித்துப் பகுக்க, புரோமின் கிடைக்கிறது.

$$3Na_2CO_2 + 3Br_2 \rightarrow 5NaBr + NaBrO_3 + 3OC_2$$
$$NaBrO_3 + 5NaBr + 6HCl \rightarrow 6NaCl + 3Br_2 + 3H_2O$$

புரோமின் வாயு நீராவியால் நீக்கப்பட்டு, குளிர்விக்கப்பட்டு, நீர்ம புரோமினாகப் பெறப்படுகிறது.

இயற் பண்புகள்

சாதாரண அறை வெப்பநிலையில், இது ஒரு செம்பழுப்பு நிற திரவம், நீரிலும், கரிமக் கரைப்பான்களிலும் கரையும் இயல்புடையது. இது நச்சுத் தன்மையுடைய வாயு. தோலில் பட்டால். காயங்களை ஏற்படுத்தக்கூடியது. இந்தக் காயங்கள் குணமாகப் பல நாள்கள் ஆகும். மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடையது.

வேதிப் பண்புகள்

1. நீருடன் வினை : நீருடன் புரோமின் வினைபுரிந்து ஆக்கிஜனை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$2Br_2 + 2H_2O \rightarrow 4HBr + O_2$$

2. மற்றத் தனிமங்களுடன் வினை : P, As, Sb, Hg, Cu முதலிய பல தனிமங்களுடன் புரோமின் வினைபுரிந்து, புரோமைடு உப்புகளைக் கொடுக்கின்றன. ஹைட்ரஜனுடன், ஹைட்ரஜன் புரோமைடு வாயுவைத் தருகிறது.

$$2P + 3Br_2 \rightarrow 2PBr_3$$
$$2P + 5Br_2 \rightarrow 2PBr_2$$
$$Hg + Br_2 \rightarrow HgBr_2$$
$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$$

3. அயோடைடுகளுடன் வினை : அயோடைடு உப்புகளுடன் புரோமின் வினைபுரிந்து. அயோடினை வெளிப்படுத்துகிறது.

$$2KI + Br_2 \rightarrow 2KBr + I_2$$

4. ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு : குளோரினைப்போல் புரோமினும், நீரின் முன்னிலையில் ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது. நீர்த்துளியுடன் புரோமின் பிறவிநிலை ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கிறது. இது ஆகசிஜனேற்றத்திற்கு அடிப்படையாக உள்ளது.

(i) ஹைட்ரஜன் சல்பைடைக் கந்தகமாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$Br_2 + H_2S \rightarrow 2HBr + S\downarrow$$

(ii) கந்தக டையாக்சைடை, கந்தக அமிலமாக இது ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$Br_2 + 2H_2O + SO_2 \rightarrow H_2SO_4 + 2HBr$$

(iii) சோடியம் சல்பைட், சோடியம் தயோ சல்பேட் ஆகியவைகளை, சோடியம் சல்பேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 2HBr$$

$$Na_2S_2O_3 + Br_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 2HBr + S\downarrow$$

5. நிறம் நீக்கும் பண்பு: ஒரு நிறம் நீக்கியாக இது செயல்படுகிறது. லிட்மஸின் நிறத்தை இது இழக்கச் செய்கிறது.

6. காரங்களுடன் வினை : புரோமின் காரங்களுடன் இரு விதங்களில் வினைபுரிகிறது.

(i) நீர்த்த, குளிர்ந்த காரங்களுடன் சேர்ந்து புரோமைடு, ஹைபோபுரோமைட் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$$2NaOH + Br_2 \rightarrow NaBr + NaOBr + H_2O$$

(ii) அடர்வு அதிகமாக, சூடான காரக் கரைசலுடன் புரோமின் சேர்ந்து, புரோமைடு, புரோமேட்டு உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$$6NaOH + 3Br_2 \rightarrow 5NaBr + NaBrO_3 + 3H_2O$$

7. அம்மோனியாவுடன் வினை: புரோமின், அம்மோனியாவை நைட்ரஜனாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது:

$$8NH_3 + 3Br_2 \rightarrow N_2 + 6NH_4Br$$

3. கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை: நிறைவுற்ற, நிறைவுறா ஹைட்ரோ கார்பன்கள், புரோமினுடன் வினைபுரிந்து முறையே பதிலீட்டு வினை, கூட்டு வினை ஆகியவைகளை நிகழ்ந்துகிறது.

$$C_2H_6 + Br_2 \rightarrow C_2H_5Br + HBr$$ (பதிலீட்டு வினை)

ஈத்தேன் → ஈதைல் புரோமைடு

$$C_2H_4 + Br_2 \rightarrow C_2H_4Br_2$$

எத்திலீன் → ஈத்திலீன் டைபுரோமைடு

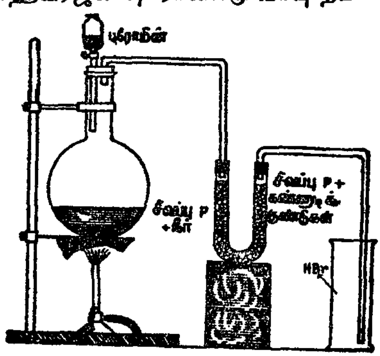
புரோமினைக் கண்டறியும் ஆய்வு: 1, இது, செம்பழுப்பு நிறம் கொண்ட மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடைய ஆவியைத் தரு கிறது. 2. ஸ்டார்ச் பசையை, மஞ்சள் நிறமாக்கும். 3. கார்பன் டை சல்பைடு கரைப்பானில் கரைந்து, பழுப்புநிறக் கரைசலைக் கொடுக்கும்.

பயன்கள் : 1. மருந்துகளாகப் பயன்படும் புரோமைடு உப்புகளையும், புகை படத் தொழிலுக்குத் தேவையான புரோமைடு உப்புகளையும், தயார் செய்யப் பயன்படுகிறது. 2. சாயங் கள், கிருமிநாசினிகள் தயாரிப்பதற்கும் இது பயன்படுகிறது. 3. ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது. 4) சைலைல் புரோமைடு (xylyl bromide), கண்ணீர் வாயு தயாரிக்க பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் புரோமைடு

மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு : HBr மூலக்கூறு எடை : 81

ஆய்வகத்தில் HBr தயாரிக்கும் முறை : சிவப்பு பாஸ்பரஸ், நீர் சேர்ந்த கலவையுடன் புரோமினை வினைபுரியச் செய்து, ஆய்வகத்தில் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு வாயு தயாரிக்கப்படுகிறது.



படம் 69
HBr தயாரித்தல

முதலில் சிவப்பு பாஸ்பரஸுடன் புரோமின் வினைபுரிந்து, பாஸ்பரஸ் ட்ரை புரோமைடு, பாஸ்பரஸ் பென்டாபுரோமைடு உப்புகளை உண்டாக்குகின்றது. இவை, நீரால் பகுக்கப்பட்டு, HBr உண்டாகிறது.

$2P + 3Br_2 \rightarrow 2PBr_3$ (பாஸ்பரஸ் ட்ரைபுரோமைடு)
$PBr_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr$
$2P + 5Br_2 \rightarrow 2PBr_5$ (பாஸ்பரஸ் பென்டாபுரோமைடு)
$PBr_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HBr$

ஓர் உருண்டையான கண்ணாடிக் குடுவையில், சிவப்பு பாஸ்பரஸும் நீரும் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டு, படத்தில் காட்டியவாறு உபகரணங்கள் அமைத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. திசில் புனல் வழியாக, புரோமின் சேர்க்கப்படுகிறது. வினை ஏற்பட்டு, ஹைட்ரஜன் புரோமைடு உண்டாகிறது.

இதனுடன், சிறிது புரோமின் ஆவி சேர்ந்து வெளிவரும். வெளியாகும் வாயுவை U-வடிவக் கண்ணாடிக் குழாயில் வைக்கப்பட்டுள்ள கண்ணாடி உருண்டைகள், சிவப்பு பாஸ்பரஸ் ஆகியன வழியாகச் செலுத்தி, புரோமினை நீக்கலாம். HBr வாயு, காற்றை மேல்முகமாக இடப்பெயர்ச்சி செய்து சேகரிக்கப்படுகிறது.

தொழிற்சாலையில் HBr தயாரிக்கும் முறை

ஹைட்ரஜனும் புரோமினும் சேர்ந்த கலவையை, மின்சாரத்தால் சூடுபடுத்தப்பட்ட பிளாட்டினச் சுருள் வழியாகச் செலுத்தின், இரண்டும் சேர்ந்து ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$

ஹைட்ரோபுரோமிக் அமிலம்: புரோமைடு உப்புடன் அடர் கந்தக அமிலத்தை வினைபுரியச் செய்து, HBr தயாரிக்க முடியாது. காரணம், முதலில் உண்டாகும் HBr பின்னர், ஆக்சிஜனேற்றம் அடைந்து, புரோமினாக மாறுகிறது. மேலும், கந்தக டையாக்சைடும் உண்டாகிறது.

$KBr + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HBr$
$2HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + 2H_2O$

மாறாக, அடர் கந்தக அமிலத்திற்குப் பதிலாக, பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தை உபயோகப்படுத்தினால், ஹைட்ரஜன் புரோமைடு பெறலாம்.

$3KBr + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + 3HBr$

இவ்வாறு வெளியாகும் HBr வாயுவை முதலில் ஒரு காலிக் கண்ணாடிக் குடுவையில் செலுத்திப் பின்பு, தலைகீழாகக் கவிழ்த்தப் புனலை உபயோகப்படுத்தி நீரில் கரையச் செய்யவேண்டும். நீர், உள்ளே உறிஞ்சப்படுவதைத் தடுப்பதற்காகக் காலிக் கண்ணாடிக் குடுவைப் பயன்படுகிறது.

இயற் பண்புகள் : 1. ஹைட்ரஜன் புரோமைடு ஒரு நிறமற்ற வாயு. 2. காற்றைவிடக் கனமானது. 3. மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடையது. 4. காற்றில் புகையும் தன்மையுடையது. 5. இதை நீர்மமாக மாற்றலாம். 6. நீரில் அதிக அளவு கரையும். இதன் நீர்க்கரைசல், வீரியம் மிக்க அமிலமாகும்.

வேதிப் பண்புகள் : 1. இது தானும் எரியாது; எரியும் பிற பொருள்களையும் தூண்டுவிக்காது. 2. ஹைட்ரோபுரோமிக் அமிலம், HCl அமிலம் போலச் செயல்படுகிறது. நீல லிட்மஸ் தாளை, சிவப்பாக மாற்றுகிறது. காரங்களுடன், புரோமைடு உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. ஹைட்ரோபுரோமிக் அமிலத்தின் பண்புகள், பல வகையிலும் HCl அமிலத்துடன் ஒத்து உள்ளன. ஆனால், வினை மெல்ல நடைபெறும்.

உலோகங்களுடன் வினை ; பல உலோகங்கள் இவ்வமிலத்தில் கரைந்து, புரோமைடு உப்புகளைக் கொடுக்கின்றன.

$$Fe + 2HBr \rightarrow FeBr_2 + H_2 \uparrow$$

$$Sn + 2HBr \rightarrow SnBr_2 + H_2 \uparrow$$

காரங்களுடன் வினை : காரங்களுடன் வினை புரிந்து இவ்வமிலம் புரோமைடு உப்பைக் கொடுக்கிறது.

$$NaOH + HBr \rightarrow NaBr + H_2O$$

Na_2CO_3-யுடன் வினை : கார்பனேட்டுடன் வினைபுரிந்து, CO_2-ஐ வெளியேற்றுகிறது.

$$Na_2CO_3 + 2HBr \rightarrow 2NaBr + H_2O + CO_2 \uparrow$$

3. நிலைப்புத் தன்மை : ஹைட்ரஜன் குளோரைடைவிட இது குறைவான நிலைப்புத் தன்மை கொண்டது. சுமார் 800°C வெப்ப நிலையில் இது சிதைவடைகிறது.

$$2HBr \xrightarrow{800°C} H_2 + Br_2$$

4. குளோரின் வாயு, HBr-உடன் வினைபுரிந்து புரோமினை, இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$2HBr + Cl_2 \rightarrow 2HCl + Br_2 \uparrow$$

5. HCl போல் அல்லாது, HBr, அடர் H_2SO_4-ல் புரோமினாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2\,HBr + H_2SO_4 \rightarrow 2\,H_2O + SO_2 + Br_2$$

பயன்கள் : வெள்ளி புரோமைடு புகைப்படத் தொழிலிலும், பொட்டாசியம் புரோமைடு மருந்துகள் தயாரிக்கவும் பயன் படுகின்றன.

HBr, புரோமைடு ஆகியவைகளைக் காண ஆய்வுகள்

1. HBr அமிலம் அல்லது புரோமைடு உப்புக் கரைசலுடன், வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலைச் சேர்த்தால், வெளிரிய மஞ்சள் நிற வெள்ளி புரோமைடு வீழ்படிவு கிடைக்கிறது.

$$KBr + AgNO_3 \rightarrow AgBr \downarrow + KNO_3$$

AgBr, அடர் HNO_3-ல் கரையாது. ஆனால், NH_4OH-ல் குறைவாகக் கரையும். குளோரின் நீருடன், ஹைடிரோபுரோமிக் அமிலம் (அல்லது புரோமைடு உப்புக் கரைசல்) சேர்த்து, பின் சிறிது CS_2 சேர்த்தால், CS_2 பகுதி பொன் நிறமடைகிறது.

3. ஹைட்ரோபுரோமிக் அமிலம் அல்லது புரோமைடு உப்புடன் அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால், சிவப்பு நிற புரோமின் ஆவி வெளிவரும். சிறிது MnO_2 சேர்க்க, அதிக புரோமின் ஆவி வெளிவரும்.

அயோடின்

குறியீடு : I மூலக்கூறு வாய்பாடு : I_2 இணை திறன் : 1

அணு எடை : 127 அணு எண் : 53

தோற்றம் : அயோடின் தனித்துக் கிடைப்பதில்லை; உலோகச் சேர்மங்களாகவே கிடைக்கிறது. கடல் தாவரங்களிலும், கடலில் வாழும் உயிரினங்களிலும் அயோடின் குறைந்த அளவு உள்ளது. காட்லீவர் எண்ணெயிலும், தைராய்டு சுரப்பியிலும் இது உள்ளது. சிலி சால்ட் பீட்டர் (Crude Chile Saltpetre) உப்பில், அயோடின் சோடியம் அயோடேட்டாக உள்ளது.

ஆய்வகத்தில் அயோடின் தயாரிக்கும் முறை

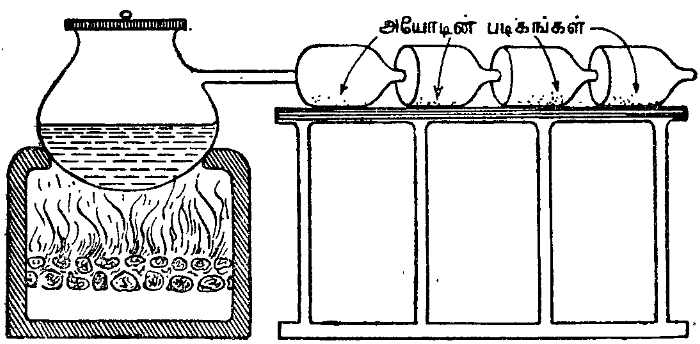
சோடியம் அயோடைடு, மெங்கனீஸ் டையாக்சைடு ஆகியன சேர்ந்த கலவையுடன், அடர் கந்தக அமிலம் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால், அயோடின் கிடைக்கிறது.

$$2NaI + 3H_2SO_4 + MnO_2 \rightarrow 2NaHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + I_2 \uparrow$$

வெளிவரும் அயோடின் ஆவி, உறைகலவையில் வைக்கப்பட்டுள்ள கொள்கலத்தில் குளிர்விக்கப்பட்டு, கருநீலப் படிகங்களாகப் பெறப்படுகின்றது. (புரோமின் தயாரித்தலுக்குப் பயன்படுத்தும் உபகரணங்கள் போலவே இதற்கும் பயன்படுத்தப்படுகிறது; படம் ஒன்றே.)

தொழிற்சாலையில் அயோடின் தயாரிக்கும் முறை

1. கடல் தாவரங்களிலிருந்து பெறும் முறை : கடல் தாவரங்களைச் சேகரித்து, அதை உலர்த்துவார்கள். தரையில் தோண்டப்பட்ட குழிகளில் போட்டு அதை எரியவிட்டு, அதன் சாம்பல் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. அயோடினுடைய இழப்பைத் தவிர்ப்பதற்காக இவ்வாறு செய்யப்படுகிறது.



படம் 70

கடல் தாவரங்களிலிருந்து தொழிற்சாலையில் அயோடின் தயாரிக்கும் முறை

இச் சாம்பலை, வெந்நீருடன் சேர்த்து நன்றாகக் கலக்கித் தெளிவான கரைசல் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இதில் கரைந்துள்ள குறைவான கரைதிறன் கொண்ட உப்புகள், படிகமாகப் பகுக்கும் முறையில் நீக்கப்படுகின்றன. மீதியுள்ள கரைசலுடன் மாங்கனீஸ் டையாக்சைடு, அடர் H_2SO_4 ஆகியவைகளைச் சேர்த்து, அது இரும்புக் கொப்பரையில் எடுத்து வடித்துப் பகுத்து அயோடின் பெறப்படுகிறது.

$$2NaI + 3H_2SO_4 + MnO_2 \rightarrow 2NaHSO_4 + MnSO_4 + I_2 + 2H_2O$$

2. சிலி சால்ட்பீட்டர் உப்பிலிருந்து (From crude chile saltpetre) (அல்லது காலிசியிலிருந்து) (caliche)

அயோடினைப் பெறும் முறைகளில், இதுவே தற்சமயத்தில் பொதுவாகப் பின்பற்றப்படும் முறையாகும். சிலி சால்ட்பீட்டர் உப்பில் அல்லது காலிசியில் 2% அயோடின், சோடியம் அயோடேட்டாக உள்ளது. காலிசியில் உள்ள நைட்ரேட் உப்பைப் படிகமாக்கிப் பிரித்தபின், மீதியுள்ள கரைசலில் சிறிதளவு சோடியம் அயோடேட் உள்ளது. இத்துடன் தேவையான அளவு சோடியம் பை சல்பைட் சேர்க்கப்பட்டு வெப்பப்படுத்தி அயோடின் பெறப் படுகிறது.

$$2NaIO_3 + 5NaHSO_3 \rightarrow 2Na_2SO_4 + 3NaHSO_4 + I_2 + H_2O$$

அயோடினைத் தூய்மை செய்தல்: அயோடினுடன் சேர்ந்து இருக்கும் முக்கிய மாசுகள் குளோரின், புரோமின், சயனஜன் (Cyanogen) ஆகியன. அயோடின், பொட்டாசியம் அயோடைடுடன் சேர்த்து அரைத்துத் தூளாக்கப்படுகிறது. இது மணல் அடுப்பின் மேல் வைத்து சூடுபடுத்தப்படுகிறது. அயோடின் ஆவியாகிறது. இது குளிர்ந்த நீரால் குளிர்விக்கப்பட்ட பீங்கான் கிண்ணத்தில் படியச் செய்து சேகரிக்கப்படுகிறது.

இயற் பண்புகள்: 1. அயோடின் படிகங்கள் கருநீல ஊதா நிறமுடையன. சூடுபடுத்தினால், அவை ஊதாநிற ஆவியாக மாறுகின்றன. 2. அயோடின், நீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரையும்; ஆனால், பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலில் எளிதில் கரையும். கார்பன் டைசல்பைடு, குளோரோஃபாா்ம், கார்பன் டெட்ராகுளோரைடு ஆகியவைகளில் கரையும். 3. ஆல்கஹாலில் கரைந்து, பழுப்புநிறக் கரைசலைக் கொடுக்கும். இது, **டிங்சர் அயோடின்** எனப்படும். கார்பன் டை-சல்பைடில் கரைந்து, ஊதா நிறக் கரைசலைக் கொடுக்கும்.

வேதிப் பண்புகள்: வேதிப் பண்புகளில் அயோடின், குளோரினை ஒத்து உள்ளது. ஆனால், வினைபுரியும் வேகம், குளோரினை விட இதற்குக் குறைவே.

1. அயோடின் ஆவி தானும் எரியாது, பிற பொருள்களையும் எரியவிடாது.

2. உலோகங்களுடன் வினை: நேரடியாக பல உலோகங் களுடன் அயோடின் வினை புரிந்து, உலோக அயோடைடு உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$2K + I_2 \rightarrow 2KI$

பொட்டாசியம் பொட்டாசியம் அயோடைடு

$Hg + I_2 \rightarrow HgI_2$

பாதரசம் பாதரச அயோடைடு

3. அலோகங்களுடன் வினை : ஹைட்ரஜனுடன் இதன் நாட்டம் குளோரினைவிடக் குறைவே. செஞ்சூடான குழாய் வழியாக பிளாட்டினம் ஸ்பாஞ்சு மீது ஹைட்ரஜனும் அயோடினும் கலந்த கலவையைச் செலுத்த HI உண்டாகிறது.

$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

பாஸ்பரஸுடன் வினை புரிந்து, பாஸ்பரஸ் ட்ரை அயோடைடும், பாஸ்பரஸ் பென்டாஅயோடைடும் கொடுக்கிறது.

$2P + 3I_2 \rightarrow 2PI_3$

$2P + 5I_2 \rightarrow 2PI_5$

மற்ற உப்பீனிகளுடன் அயோடின் சேர்ந்து உப்பீனிகளின் கூட்டுச் சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

$I_2 + Cl_2 \rightarrow 2ICl$

$I_2 + 3Cl_2 \rightarrow 2ICl_3$

4. ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு : அயோடின் ஓர் ஆக்சிஜனேற்றி. ஆனால் மற்ற உப்பீனிகளைப் போல அதிக வீரியமிக்கதன்று.

(i) ஈரமுள்ள ஹைட்ரஜன் சல்பைடை கந்தகமாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$H_2S + I_2 \rightarrow 2HI + S\downarrow$

(ii) சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தை, கந்தக அமிலமாக மாற்றுகிறது.

$H_2SO_3 + H_2O + I_2 \rightarrow H_2SO_4 + 2HI$

5. நிறம் நீக்கும் பண்பு : இது, நிறம் நீக்கும் பண்புகொண்டிருக்கவில்லை.

6. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினை: நீர்த்த குளிர்ந்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் அயோடின் வினை புரிந்து அயோடைடு, ஹைபோஅயோடைட் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$2NaOH + I_2 \rightarrow NaI + NaIO + H_2O$

சூடான அடர்ந்த NaOH கரைசலுடன் அயோடின் வினை புரிந்து அயோடைடு, அயோடேட்டு உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$$6NaOH + 3I_2 \rightarrow 5NaI + NaIO_3 + 3H_2O$$

7. சோடியம் தயோசல்பேட்டுடன் வினை : சோடியம் தயோ சல்பேட்டுடன் அயோடின் வினைபுரிந்து, சோடியம் டெட்ரா தயோனேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$$

8. ஆக்சிஜன் ஒடுக்கப் பண்பு : நைட்ரிக் அமிலத்தை, இது நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு வாயுவாக ஒடுக்குகிறது.

$$10\,HNO_3 + I_2 \rightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 \uparrow + 4H_2O$$

9. கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினை: கரிமச் சேர்மங்களுடன் இது வினைபுரியும். ஆனால், வினை மிக மெதுவாக நடைபெறும்.

அயோடினைக் கண்டறியும் ஆய்வுகள்: 1. அயோடின், நீல நிற ஆவியைத் தரும். எனவே, அதை எளிதில் கண்டறியலாம். 2. ஸ்டார்ச் கரைசலை நீல நிறமாக மாற்றும். 3. CS_2 கரைப்பானில் கரைந்து, கரு நீல நிறக் கரைசலைக் கொடுக்கிறது. 4. ஆல்கஹால், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஆகிய கரைசல்களுடன் அயோடின் வினை புரிந்து, அயோடோஃபார்மைக் கொடுக்கிறது.

பயன்கள் : அயோடோஃபார்ம் போன்ற பல அயோடின் சேர்மங்கள் தயாரிக்கப் பொட்டாசியம் அயோடைடு பயன்படுகிறது. 2. சோடியம் தயோசல்பேட்டின் எடையை, பருமனறி பகுப்பாய்வில் அறியப் பயன்படுகிறது. 3. சாயத் தொழிற்சாலைகளிலும், மருந்துகள் உற்பத்தித் தொழிற்சாலைகளிலும், அயோடைடு உப்புகள் பயன்படுகின்றன. 4. டிங்சர் அயோடின், அயோடெக்ஸ் ஆகிய மருந்துப் பொருள்கள் தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது. 5. புகைப்படத் தொழிலுக்குத் தேவையான வெள்ளி அயோடைடு உப்பு தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் அயோடைடு

மூலக்கூறு வாய்பாடு : HI மூலக்கூறு எடை 128

ஆய்வகத்தில் HI தயாரிக்கும் முறை

சிவப்பு பாஸ்பரஸ், அயோடின் படிகங்கள் சேர்ந்த கலவையுடன் நீர் சேர்க்க, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு உண்டாகிறது.

$$2P + 3I_2 \rightarrow 2PI_3$$

$$PI_3 + 3H_2O \rightarrow 3HI + H_3PO_3$$

ஓர் உருண்டையான கண்ணாடிக் குடுவையில் சிவப்பு பாஸ்பரஸ் அயோடின் ஆகியன எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டு, அது ஓர் இருதுளை அடைப்பானால் மூடப்பட்டு, ஒரு துளை வழியாக் ஒரு திசில் புனலும் மறு துளை வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயும் பொருத்தப்படுகின்றன. போக்குக் குழாயின் மறுமுனை ஈர சிவப்பு பாஸ்பரஸும் கண்ணாடிப் பஞ்சும் உள்ள ஒரு U குழாயில் முடிவடைகிறது. அதிலிருந்து மற்றொரு போக்குக் குழாய் வாயு ஜாடியை அடைகிறது.

திசில் புனல் வழியாக நீர் சேர்க்கப்படுகிறது. குடுவை சூடாகி உடையாமல் இருக்க, அது நீர்த்தொட்டியில் வைக்கப் பட்டுள்ளது. வெளிவரும் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வாயுவுடன் சேர்ந்து வரும் அயோடினை நீக்க, சிவப்பு பாஸ்பரஸும் கண்ணாடிப் பஞ்சும் வைக்கப்பட்டுள்ள U குழாயின் வழியாக இவ் வாயு செலுத்தப்படுகிறது. இவ் வாயு காற்றை மேல்முகமாக இடப் பெயர்ச்சி செய்து, வாயு ஜாடியில் சேர்க்கப்படுகிறது. (படம்—ஹைட்ரஜன் புரோமைடு தயாரித்தலுக்கு உள்ளது போலாகும்).

நீரில் கரைந்த ஹைட்ரஜன் அயோடைடு கரைசல்

1. ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வாயுவை நீரில் கரைத்து இவ் வமிலத்தைப் பெறலாம். இறுதியாக ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வரும் போக்குக் குழாயை ஒரு புனலுடன் இணைத்து, நீருள்ள முகவையில் வைத்து HI வாயு கரைக்கப்படுகிறது. 2. அயோடின் உள்ள நீரின் வழியாக H_2S அல்லது SO_2 செலுத்தியும், இந்த அமிலத்தைப் பெறலாம்.

$$H_2S + I_2 \rightarrow 2HI + S\downarrow$$
$$SO_2 + I_2 + 2H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 2HI$$

கரைசலை வடிகட்டி, வடிநீரில் காய்ச்சி வடிக்கப்படுகிறது.

இயற் பண்புகள் : 1. ஹைட்ரஜன் அயோடைடு, ஒரு நிற மற்ற வாயு. 2. நீரில் அதிக அளவில் கரைந்து, ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது. இவ்வமிலம் புதியதாகத் தயாரிக்கும்பொழுது, நிறமற்றதாக உள்ளது. ஆனால், அப்படியே வைத்திருந்தோமானால், பழுப்பு நிறமாக மாறிவிடும். இதற்குக் காரணம், காற்றில் உள்ள ஆக்சிஜன், ஹைட்ரஜன் அயோடைடை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்து அயோடினைக் கொடுப்பதே ஆகும்.

$$4HI + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2I_2$$

வேதிப் பண்புகள்

1. இது தானும் எரியாது; பிற பொருள்களையும் எரிய விடாது.

2. செஞ்சூடான குழாய் வழியாக இதைச் செலுத்தினால், இது சிதைவடைகிறது.

$$2HI \xrightarrow{\Delta} H_2 + I_2$$

3 ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி: ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாக இது செயல்படுகிறது.

(அ) கந்தக அமிலத்தை, கந்தக டையாக்சைடாக இது ஒடுக்குகிறது. அதே சமயத்தில், இது அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$H_2SO_4 + 2HI \rightarrow I_2 + SO_2 + 2H_2O$$

(ஆ) குளோரின், புரோமின் ஆகியவைகளை முறையே HCl, HBr ஆக ஒடுக்குகிறது.

$$Cl_2 + 2HI \rightarrow 2HCl + I_2$$
$$Br_2 + 2HI \rightarrow 2HBr + I_2$$

4. நைட்ரிக் அமிலத்தை, நைட்ரஜன் டைஆக்சைடாகக் குறைக்கிறது.

$$2HNO_3 + 2HI \rightarrow I_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

5. $AgNO_3$ கரைசலுடன், மஞ்சள் நிற AgI வீழ்படிவைக் கொடுக்கிறது. இது, NH_4OH-ல் கரையாது. அடர் HNO_3-யிலும் கரையாது.

$$AgNO_3 + HI \rightarrow AgI \downarrow + HNO_3$$

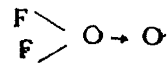
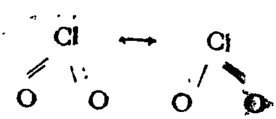
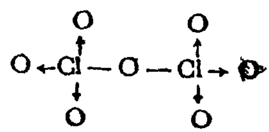
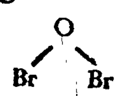
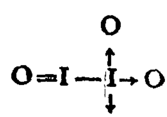
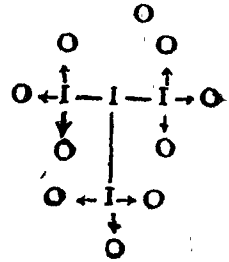
அயோடைடு உப்புகளைக் கண்டறிய ஆய்வு

1. நீரில் கரையும் அயோடைடு உப்புகள் அல்லது HI, அடர் H_2SO_4 உடன் சேர்ந்து, அயோடினை வெளியேற்றுகிறது.

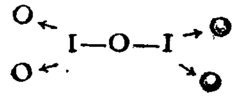
2. HI அல்லது அயோடைடு உப்புக் கரைசலுடன் $AgNO_3$ கரைசலைச் சேர்க்க, மஞ்சள் நிற AgI வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது, அடர் HNO_3 அல்லது NH_4OH கரைசலில் கரையாது.

3. நீரில் கரைந்த HI அல்லது அயோடைடு உப்புக் கரைசலுடன், குளோரின் நீரும், சிறிது CS_2ம் சேர்க்க அயோடின் வெளியேறி, CS_2 கரைப்பானில் கரைந்து, அதற்கு ஊதா நிறத்தைக் கொடுக்கிறது. மேற்கண்ட கரைசலை ஸ்டார்ச்சுடன் சேர்த்துக் குலுக்கினால், வெளியான அயோடின் ஸ்டார்ச்சுடன் சேர்த்து நீலநிறம் கொடுப்பதைக் காணலாம்.

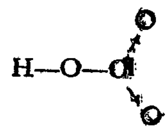
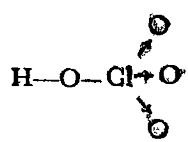
உப்பீனிகளின் ஆக்சைடுகளும் ஆக்சி அமிலங்களும்

ஆக்சைடுகள்	மூலக்கூறு வாய்பாடு	அமைப்பு
ஃப்ளுரீன் ஆக்சைடுகள்		
(1) ஃப்ளுரின் மோனாக்சைடு	F_2O	
(2) ஃப்ளுரின் டையாக்சைடு	F_2O_2	
குளோரின் ஆக்சைடுகள்		
(1) குளோரின் மோனாக்சைடு	Cl_2O	
(2) குளோரின் டையாக்சைடு	ClO_2	
(3) குளோரின் ஹெக்சாக்சைடு	Cl_2O_6	$Cl_2O_6 \rightleftharpoons 2\ ClO_3$
(4) குளோரின் ஹெப்டாக்சைடு	Cl_2O_7	
புரோமின் ஆக்சைடுகள்		
(1) புரோமின் மோனாக்சைடு	Br_2O	
(2) புரோமின் டையாக்சைடு	BrO_2	
(3) புரோமின் ஆக்டாக்சைடு	Br_2O_8	
அயோடின் ஆக்சைடுகள்		
(1) அயோடின் டையாக்சைடு	I_2O_4	
(2) அயோடின் அயோடேட்	$I(IO_3)_3$	

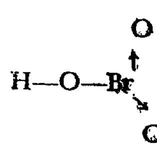
(3) அயோடின் பென்டாக்சைடு I_2O_3



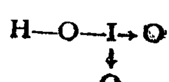
ஃப்ளூரின், ஆக்சிஅமிலங்களைக் கொடுப்பதில்லை. குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவைகள் நான்குவித ஆக்சி அமிலங்களைக் கொடுக்கின்றன. அவை: HXO, HXO_2, HXO_3, HXO_4 இவற்றைக் கரைசல்களிலும் உப்புகளிலும் மட்டுமே அறிய முடிகிறது.

குளோரின் ஆக்சிஅமிலங்கள்	வாய்பாடு	அமைப்பு
(1) ஹைபோகுளோரஸ் அமிலம்	$HOCl$	H—O—Cl
(2) குளோரஸ் அமிலம்	$HClO_2$	H—O—Cl═O
(3) குளோரிக் அமிலம்	$HClO_3$	
(4) பெர்குளோரிக் அமிலம்	$HClO_4$	

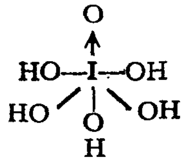
புரோமினின் ஆக்சிஅமிலங்கள்

(1) ஹைபோ புரோமஸ் அமிலம்	$HOBr$	H—O—Br
(2) புரோமஸ் அமிலம்	$HBrO_2$	H—O—Br═O
(3) புரோமிக் அமிலம்	$HBrO_3$	

அயோடினின் ஆக்சிஅமிலங்கள்

(1) ஹைபோஅயோடஸ் அமிலம்	HOI	H—O—I
(2) அயோடிக் அமிலம்	HIO_3	

(3) பெரா-பெர்அயோடிக் அமிலம் H_5IO_6



உப்பீனிகளின் கூட்டுச் சேர்மங்கள் (Interhalogen Compounds)

உப்பீனிகள் ஒன்றோடொன்று சேர்ந்து கொடுக்கும் சேர்மங்கள் உப்பீனிகளின் கூட்டுச் சேர்மங்களாகும். உப்பீனிகளின் செறிவு, வினைபுரியும் சூழ்நிலை ஆகியவைகளைப் பொறுத்து, வினை பொருள்கள் வேறுபடும். ஆனால் எல்லா உப்பீனிகளின் கூட்டுச் சேர்மங்களும் AB, AB_3, AB_5, AB_7 ஆகிய மாதிரிகளுக்குள் (type) அடங்கும்.

மாதிரி	பெயர்	மூலக்கூறு வாய்பாடு
AB	குளோரின் மோனோஃப்ளூரைடு	ClF
	புரோமின் மோனோஃப்ளூரைடு	BrF
	புரோமின் மோனோகுளோரைடு	BrCl
	அயோடின் மோனோகுளோரைடு	ICl
	அயோடின் மோனோபுரோமைடு	IBr
AB_3	குளோரின் ட்ரைஃப்ளூரைடு	ClF_3
	புரோமின் ட்ரைஃப்ளூரைடு	BrF_3
	அயோடின் ட்ரைகுளோரைடு	ICl_3
AB_5	புரோமின் பென்டாஃப்ளூரைடு	BrF_5
	அயோடின் பென்டாஃப்ளூரைடு	IF_5
AB_7	அயோடின் ஹெப்டாஃப்ளூரைடு	IF_7

உப்பீனிகள் குடும்பம்

ஃப்ளூரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய இந் நான்கு தனிமங்களும் தனிமவரிசை அட்டவணையில் (VII-B) பிரிவில் உள்ளன. இவை உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து, கடலுப்புகளைப் போன்ற உப்புகளைக் கொடுப்பதால் இவை உப்பீனிகள் (halogens) என வழங்கப்படும். ஃப்ளூரைடு, குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு ஆகிய உப்புகள், பொதுவாக, ஹேலைடுகள் என

வழங்கப்படும். உப்பீனிகளின் அணு அமைப்பிலும், குணங்களிலும், அவற்றின் சேர்மங்களின் குணங்களிலும் சில குறிப்பிடத்தக்க ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. இத் தனிமங்களை அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் வரிசைப்படுத்தினால், அவற்றின் இயற் பண்புகள், வேதிப் பண்புகள் படிப்படியாக மாறுதல் அடைவதைக் காணலாம்.

உப்பீனிகளிடையே காணப்படும் ஒற்றுமைகள்

1. தோற்றம்: உப்பீனிகள் எல்லாம் தனித்து, தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. ஹேலைடுகள் என்றழைக்கப்படும் சேர்மங்களின் நிலையிலேயே இயற்கையில் கிடைக்கின்றன.

2. தயார் செய்யும் முறை: ஃப்ளூரினைத் தவிர மற்ற எல்லா உப்பீனிகளையும் ஒரே முறையில் தயார் செய்யலாம். குறிப்பிட்ட உலோக ஹேலைடுடன், MnO_2, அடர் H_2SO_4 சேர்த்து சூடுபடுத்த, அந்த உப்பீனி கிடைக்கும்.

$$2KX + 3H_2SO_4 + MnO_2 \rightarrow 2KHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + X_2 \uparrow$$
$$(X = Cl, Br, I)$$

மின்னாற் பகுத்தல் மூலம், ஃப்ளூரின் தயார் செய்யப்படுகிறது.

3. இயற் பண்புகள்: அறை வெப்பநிலையில் ஃப்ளூரின், குளோரின் ஆகியன வாயுக்கள்; புரோமின் நீர்மம்; அயோடின் ஒரு திடப்பொருள். ஃப்ளூரின் வெளிரிய மஞ்சள் நிறம் உள்ளது; குளோரின் பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிறமுள்ளது; புரோமின் ஆழ்ந்த சிவப்பு நிறம் கொண்டது; அயோடின் ஊதா நிறத்தைப் பெற்றுள்ளது.

4. இணைதிறன்: எல்லா தனிமங்களுக்கும் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற எண் $= -1$. அதாவது இணைதிறன் 1. இத் தனிமங்களின் அணுக்கள் கடைசிச் சுற்றில் 7 எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. மேலும் ஓர் எலக்ட்ரானைப் பெற்று, நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. எனவே, இவைகளின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் $= -1$ ஆகவும் இணைதிறன் ஒன்றாகவும் உள்ளன.

5. அணுக்கட்டு எண்: இத் தனிமங்களின் மூலக்கூறுகளில் அணுக்கள் உள்ளன. எனவே, இவைகளின் அணுக்கட்டு எண் (atomicity) இரண்டு.

6. ஹைட்ரஜனுடன் வினை : எல்லா தனிமங்களும் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து, ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. ஆனால், இத் தனிமங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் சேரும் வினையின் வேகத்தில் வித்தியாசம் உள்ளது. குறைவான வெப்ப நிலையிலும் இருளிலும் ஃப்ளூரின், ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் இயல்பு கொண்டது. குளோரின், சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனுடன் சேரும். புரோமின், சூடான நிலையில் மட்டுமே ஹைட்ரஜனுடன் கூடும். ஒரு வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில், சூடான நிலையில் மட்டுமே, அயோடின் ஹைட்ரஜனுடன் சேரும்.

$$H_2 + X_2 \rightarrow 2HX \qquad (X = F, Cl, Br, I)$$

7. இடப்பெயர்ச்சி வினை: மற்ற ஹேலைடுகளிலிருந்து உப்பீனிகளை, ஃப்ளூரின் இடப்பெயர்ச்சி செய்யவல்லது. புரோமைடுகளிலிருந்து புரோமினையும் அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினையும், குளோரின் இடப்பெயர்ச்சி செய்யவல்லது. அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினை மட்டும் புரோமின் இடப்பெயர்ச்சிசெய்யும்.

$$2KCl + F_2 \rightarrow 2KF + Cl_2$$
$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$
$$2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$$
$$2KI + Br_2 \rightarrow 2KBr + I_2$$

8. உலோகங்களுடன் வினை : எல்லா உப்பீனிகளும் உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து, உலோக ஹேலைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

எடுத்துக்காட்டு . $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

9. அலோகங்களுடன் வினை : பல அலோகங்கள் உப்பீனிகளுடன் வினைபுரிந்து, அலோக ஹேலைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

$$2P + 3Br_2 \rightarrow 2PBr_3$$
$$2P + 5Br_2 \rightarrow 2PBr_5$$

உப்பீனிகளின் பண்புகள் எவ்வாறு படிப்படியான மாறுதல் அடைகின்றன என்பதை, அடுத்து உள்ள அட்டவணை தெளிவாகக் காட்டுகிறது.

உப்பீனிகளின் பண்புகள்

பண்பு	ஃப்ளூரின்	குளோரின்	புரோமின்	அயோடின்
(1) குறியீடு	F	Cl	Br	I
(2) இணைதிறன்	1	1	1	1
(3) அணு எடை	19	35.5	80	127
(4) அணு எண்	9 (2,7)	17 (2, 8, 7)	35 (2,8,18,7)	53 (2,8,18,18,7)
(5) தனிம நிலை	வாயு	வாயு	நீர்மம்	திடப்பொருள்
(6) ஆவியின் நிறம்	வெளிரிய பசுமை கலந்த மஞ்சள்	பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிறம்	செம்பழுப்பு நிறம்	ஊதா
(7) ஆவியின் மணம் (நெடி)	மூக்கைத் துளைக்கும் நெடி	மூக்கைத் துளைக்கும் நெடி	மூக்கையும், தொண்டையையும் பாதிக்கும் நெடி	மூக்கையும் கண்ணையும் பாதிக்கும் அருவருக்கத்தக்கது
(8) நீரில் கரை திறன்	நீரைச் சிதைவடையச் செய்கிறது	அதிகமாகக் கரையும்	குறைவாகக் கரையும்	மிகக் குறைவாகக் கரையும்
(9) கனம் அல்லது அடர்த்தி	காற்றைவிடச் சிறிது கனமானது	காற்றைவிட $2\frac{1}{2}$ பங்கு கனமானது	அடர்த்தி 3.19	அடர்த்தி 4.9
(10) நிறம் நீக்கும் பண்பு	கரிமச் சேர்மங்களை சிதைவடையச் செய்யும்	தாவர நிறங்களை எளிதில் நீக்குகிறது	குறைவான வேகத்தில் நிறத்தை நீக்குகிறது	மிகக் குறைவான நிறம் நீக்கும் பண்பு கொண்டது
(11) ஹைட்ரஜனுடன் வினை	இருளிலும், குறைவான வெப்ப நிலையிலும், வெடிச்சத்தத்துடன் கூடுகிறது $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$	சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில், வெடிச்சத்தத்துடன் கூடுகிறது $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	சூடான நிலையில் கூடுகிறது $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$	சூடான நிலையில், வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் கூடுகிறது $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

உப்பீனிகளின் பண்புகள்

பண்பு	ஃப்ளூரின்	குளோரின்	புரோமின்	அயோடின்
(12) உலோகங்களுடன் வினை	பெரும்பாலும் எல்லா உலோகங்களும், இவ்வாயுவில எரிகின்றன $2Na+F_2 \rightarrow 2NaF$	பெரும்பாலான உலோகங்கள், இவ்வாயுவில் எரிகின்றன $2Na+Cl_2 \rightarrow 2NaCl$	எல்லா உலோகங்களையும் பாதிக்கும் ஆனால ஒரு சில மட்டுமேஎரியும். $2Na+Br_2 \rightarrow 2NaBr$	பிளாட்டினத்தைத் தவிர மற்ற உலோகங்களை பாதிக்கும $2Na+I_2 \rightarrow 2NaI$
(13) வினை புரியும் வீரியத் தன்மை	தீவிர வீரியம் கொண்டது. Cl_2, Br_2, I_2 ஆகியவற்றை அவற்றின் உப்புகளிலிருந்து இடப் பெயர்ச்சி செய்யும்	ஃப்ளூரினைவிட குறைவான வீரியம் கொண்டது. புரோமைடிலிருந்து Br_2, அயோடைடிலிருந்து I_2 இடப் பெயர்ச்சி செய்யவல்லது	குளோரினைவிட, வீரியம் குறைந்தது, அயோடைடிலிருந்து அயோடினை இட'. பெயர்ச்சி செய்யும்.	புரோமினைவிட குறைவான வீரியம் கொண்டது.
(14) ஆக்சைடுகள்	F_2O	நிலையற்ற Cl_2O, ClO_2 ஆகிய ஆக்சைடுகள்	நிலையற்ற BrO_2 Br_3O_8 ஆக்சைடுகள்	நிலையான IO_2 I_2O_5 ஆக்சைடுகள்,
(15) ஆக்சி அமிலங்கள்		$HOCl$, $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$	$HOBr$, $HBrO_3$	HIO, HIO_3
(16) ஸ்டார்ச் கரைசலுடன் வினை	கரைசலில் உள்ள நீருடன் வினை புரிகிறது	வினை இல்லை	மஞ்சள் நிறமாக மாற்றப்படுகிறது.	நீல நிறமாக மாற்றுகிறது.
(17) ஹைட்ரோ - ஹேலோ அமிலங்கள்	HF	HCl	HBr	HI
(18) காரங்களுடன் வினை				
(அ) குளிர்ந்த செறிவு குறைந்த கரைசல்	(அ) கரைசலில் உள்ள நீரைப் பாதிக்கிறது. ஃப்ளூரைடுகளையும் F_2Oஐ-யும் கொடுக்கிறது	(அ) குளோரைடு, ஹைபோகுளோரைட் ஆகியன கொடுக்கிறது.	(அ) புரோமைடு, ஹைபோபுரோமைட் உப்புக்கள்	(அ) அயோடைடு, ஹைபோஅயோடைட் உப்புகள்.
(ஆ) சூடான செறிவு மிகுந்த கரைசல்	—	(ஆ) குளோரைடு, குளோரேட் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.	(ஆ) புரோமைடு, புரோமேட் உப்புக்கள்.	(ஆ) அயோடைடு, அயோடேட் உப்புகள்

ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளின் பண்புகள்

பண்பு	ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், HCl	ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலம், HBr	ஹைட்ரயோடிக் அமிலம், HI
1. நிறம்	நிறமற்றது	நிறமற்றது	நிறமற்றது
2. மணம்	மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடையது	மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடையது	மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடையது
3. நீரில் கரைதிறன்	அதிக அளவு கரையும்	அதிக அளவு கரையும்	அதிக அளவு கரையும்
4. நிலைப்புத்தன்மை	மிக நிலைப்புத் தன்மை கொண்டது.	குறைவான நிலைப்புத் தன்மை கொண்டது	மிகக் குறைவான நிலைப்புத் தன்மை கொண்டது.
5. அமிலத்தின் தன்மை	அதிக வீரியம் கொண்டது.	வீரியம் மிக்கது	வீரியம் குறைந்தது
6 NH_3-உடன் வினை	அடர்த்தியான NH_4Cl வெண் புகையைக் கொடுக்கிறது.	NH_4Br வெண்புகையைக் கொடுக்கிறது.	NH_4I வெண்புகையைக் கொடுக்கிறது
7. Cl_2-உடன் வினை	வினை இல்லை	Br_2 வெளியேற்றப்படுகிறது.	I_2 வெளியேற்றப்படுகிறது
8. MnO_2உடன் வினை	Cl_2 வாயு வெளியேறுகிறது.	Br_2 வெளியேறுகிறது	I_2 உண்டாகிறது
9. ஆக்சிஜன் ஒடுக்கப் பண்பு	மிக வீரியம் குறைந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி	வீரியம் குறைந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி	வீரியம் மிக்க ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி
10. $AgNO_3$-உடன் வினை	வெண்மையான $AgCl$ வீழ்படிவு உண்டாகிறது.	வெளிரிய மஞ்சள் நிற $AgBr$ வீழ் படிவு உண்டாகிறது.	ஆழ்ந்த மஞ்சள் நிற AgI வீழ்படிவு உண்டாகிறது.
11. $HgCl_2$உடன் வினை	வினை இல்லை	வினை இல்லை	சிவப்பு நிற HgI_2 வீழ்படிவு
12. காரீய அசிடேட் கரைசலுடன் வினை	வெண்மையான $PbCl_2$ வீழ்படிவு	வெண்மையான $PbBr_2$ வீழ்படிவு	மஞ்சள் நிற PbI_2 வீழ்படிவு

ஹேலைடுகளை வேறுபடுத்தி அறியும் ஆய்வுகள்

ஆய்வுக்கான கரணி (Reagent)	ஃப்ளுரைடு	குளோரைடு	புரோமைடு	அயோடைடு
1. அடர் H_2SO_4	வெண்புகை (HF) வெளியேறுகிறது. இதுகண்ணாடியை அரிக்கும் தன்மை கொண்டது.	வெண்மையான HCl வெளி வருகிறது	செம்பழுப்பு நிற புரோமின் ஆவி வெளிவருகிறது.	ஊதா நிற ஆவி I_2 வெளிவருகிறது.
2. அடர் H_2SO_4 + MnO_2	,,	பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிற Cl_2 வாயு வெளி வருகிறது. இது லிட்மஸ் தாளின் நிறத்தை நீக்குகிறது	செம்பழுப்பு நிற Br_2 ஆவி வெளி வருகிறது. ஸ்டார்ச் தாளை மஞ்சள் நிறமாக மாற்றுகிறது.	ஊதா நிற I_2 ஆவி வெளிவருகிறது. இது ஸ்டார்ச் தாளை நீல நிறமாக மாற்றுகிறது.
3. $AgNO_3$ கரைசல்	——	வெண்மை நிற AgCl வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது NH_4OH-ல் கரையும் ஆனால், அடர் HNO_3-ல் கரையாது.	வெளிரிய மஞ்சள் நிற AgBr வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது NH_4OHல் குறைந்த அளவு கரையும். HNO_3-யில் கரையாது.	மஞ்சள் நிற AgI வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. இது NH_4OH, HNO_3 ஆகியவைகளில் கரையாது.
4. குளோரின் நீர் + CS_2	——	——	CS_2 பகுதி பழுப்பு நிறமடைகிறது	CS_2 பகுதி ஊதா நிறமடைகிறது.
5. குளோரின் நீர் + ஸ்டார்ச்	——	——	மஞ்சள் நிறம்	நீல நிறம்
6. காரீய அசிடேட் கரைசல்	——	வெண்மையான $PbCl_2$ வீழ்படிவு சூடான நீரில் கரைகிறது.	வெண்மையான $PbBr_2$ வீழ்படிவு - சூடான நீரில் கரைகிறது.	மஞ்சள் நிற PbI_2 வீழ்படிவு கிடைக்கிறது. சூடான நீரில் கரைகிறது. குளிர்விக்க பொன்னிறத் துகள்கள் கிடைக்கின்றன.
7. $CaCl_2$ கரைசல்	வெண்மையான CaF_2 வீழ்படிவு	——	——	——

வினாக்கள்

(அ)

1. உப்பீனிகளில் அதிக ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு கொணடது—
(அ) குளோரின் (ஆ) அயோடின் (இ) ஃப்ளூரின் (ஈ) புரோமின்

2. குளோரினில் இருந்து HCl-ஐ நீக்க சிறநத முறை HCl வாயுவை (அ) காரக் கரைசல் வழியாகச் செலுத்த வேண்டும் (ஆ) நீற்றின சுண்ணாமபுத்தூள் வழியாகச் செலுத்தவேண்டும். (இ) அடர் H_2SO_4 வழியாகச் செலுத்தவேண்டும் (ஈ) நீரின் வழியாகச் செலுத்த வேண்டும்.

3. அயோடினின் அயனியாக்கல் ஆற்றல்: ஃப்ளூரினுடையதை விடக் குறைவு. இதன் காரணம்

(அ) ஃப்ளூரினைவிட அயோடின் சிறியது (ஆ) அயோடின் அணு ஃப்ளூரின் அணுவைவிடப் பெரியது (இ) அயோடின் ஒரு திடப்பொருள்.

4. ஃப்ளூரின் நீருடன் வினைபுரிந்து O_2 அல்லது O_3 கொடுக்கிறது இதற்குக் காரணம்

(அ) ஃப்ளூரின் ஓர் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி (ஆ) ஃப்ளூரின் ஓர் ஆக்சிஜனேற்றி (இ) ஃப்ளூரின் ஒரு வாயு.

5. குளோரின் வாயு, புரோமைடு அயனிகளிலிருந்து புரோமினை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. இதற்குக் காரணம்

(அ) குளோரின் ஓர் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி (ஆ) குளோரின் ஓர் ஆக்சிஜனேற்றி (இ) குளோரின் நீரில் கரைகிறது.

6. கீழேயுள்ளவாறு ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது.

(அ) HF, HCl, HBr, HI (ஆ) HI, HBr, HCl, HF
(இ) HI, HF, HBr, HCl (ஈ) HBr, HCl, HI, HF

7. ஹைட்ரோஹேலோ அமிலங்களின் வீரியத் தன்மை கீழ்க் கண்டவாறு அதிகமாகிறது.

(அ) HF, HCl, HBr, HI (ஆ) HCl, HBr, HF, HI
(இ) HBr, HCl, HI, HF (ஈ) HI, HBr, HCl, HF

8. (அ) HF (ஆ) HBr (இ) HI-ஆல் அடர் H_2SO_4 ஆக்சிஜன் ஒடுக்கமடைவதில்லை.

9. KI-ஐ அடர் H_2SO_4-உடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தி, HI-ஐப் பெறமுடியாது. இதற்குக் காரணம்

(அ) இப்பொருள்கள் கிரியை புரிவதில்லை (ஆ) வினை நிகழும் வெப்பநிலையில் HI சிதைவடைகிறது (இ) அடர் H_2SO_4-ஆல் HI ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது (ஈ) HI அடர் H_2SO_4-ல் கரைகிறது.

10. குளிர்ந்த நிலையில்————உடன் HCl சேர்க்கக் குளோரின் வெளிவருகிறது.

11. ————யிலிருந்து குளோரினை அயோடின் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

12. ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளுக்குள் மிகக் குறைவான நிலைப்புத் தன்மைகொண்டது ஹைட்ரஜன்————.

13. ஒரு குடுவையில் உள்ள———— கலவையுடன் புரோமினைச் சேர்த்து, HBr. தயாரிக்கப்படுகிறது.

14. KI-ஐ அடர் H_2SO_4 உடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்த———— வெளியாகிறது.

15. சோடியம்————, சோடியம் ———— ஆகிய இரண்டுக்கும் இடையில் வினை நிகழச் செய்து காலிசியிலிருந்து அயோடின் பிரிக்கப்படுகிறது.

16. SO_2 வுடன் குளோரின் வினைபுரிய கிடைப்பது————

17. கீழ்க்கண்ட கூற்றுகளில் எது அல்லது எவை சரி :

(அ) அயோடின், $KClO_3$யிலிருந்து குளோரினை இடப்பெயர்ச்சி செய்யவல்லது (ஆ) தாவர நிறங்களை ஆக்சிஜனேற்ற முறையில் குளோரின் நிறம் நீக்குகிறது. (இ) அதிக அழுத்தத்தில் சூடுபடுத்தி அயோடினை உருக்கலாம். (ஈ) புரோமின் குளோரைடிலிருந்து, குளோரினை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

18. கீழ்க்கண்டவைகளில் எது சரி ? எது தவறு ?

(அ) குளோரின், சல்பேட்டுகளைத் தயோசல்பேட்டுகளாக மாற்றுகின்றன.

(ஆ) Br_2-ஐவிட, அயோடின் ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றி.

(இ) HI ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றி.

(ஈ) HNO_3, அயோடினை அயோடிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

(உ) $Na_2S_2O_3$ கரைசலில். அயோடின் கரையும்.

(ஊ) ஆக்சிஜனேற்றிகள், ஸ்டார்ச் அயோடைடு தாளை ஊதா நிறமாக மாற்றுகின்றன.

19. பொருத்துக.

(அ)

1. ஃப்ளூரின்	1. கருமையான திடப்பொருள்
2. புரோமின்	2. வெளிரிய மஞ்சள் நிற வாயு
3. அயோடின்	3. செம்பழுப்பு நிறத் திரவம்

(அல்லது)

(ஆ)

1. காலிசி	1. காற்றைக் குளிர்வித்தல்
2. கார்னலைட்	2. ஹைட்ரஜன் தொழிற்சாலையில் தயாரித்தல்.
3. லேன்முறை	3. $NaIO_3$ கொண்ட தாதுப் பொருள்.
4. கிளாட்ஸ்முறை	4. $KCl.MgCl_2.6H_2O_2$கொண்ட தாதுப் பொருள்

(ஆ)

20. உலர்ந்த குளோரின் ஒரு வெளுப்பானல்ல. ஏன்?

21. மற்ற ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளைப் போல், HF தயாரிக்காத தற்குக் காரணம் என்ன?

22. HF-ஐ, மின்னாற் பகுத்தல் மூலம், F_2-ஐத் தயார் செய்யாத் தற்குக் காரணம் யாது?

23. கண்ணாடியை அரித்து, படம் உண்டாக்குவதிலுள்ள வேதி வினையை எழுதுக.

24. அணு எண் அதிகரிக்க, உப்பீனிகளின் வினைபுரியும் வீரியத் தன்மை குறைவதற்குக் காரணம் என்ன?

25. உப்பீனிகள், ஆக்சிஜனேற்றிகளாகச் செயல்படுகின்றன என்பதை எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

26. கீழ்க்கண்ட வினைகளில் என்ன நிகழ்கிறது?
(அ) KI கரைசலில், Cl_2 வாயு செலுத்தப்படுகிறது.
(ஆ) NaCl கரைசல், $AgNO_3$ கரைசலுடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

27. (அ) MnO_2 (ஆ) $KMnO_4$ ஆகியவைகளால், HCl ஆக்சிஜனேற்றம் அடைவதற்கான சமன்பாடுகளை எழுதுக.

28. புரோமைடுகளையும், அயோடைடுகளையும் பண்பறி பகுப்பாய்வில் எவ்வாறு கண்டறிவாய்?

29. HF-ன் வேறுபட்ட பண்புக்கான காரணத்தை விளக்குக.

(இ)

30. ஃப்ளூரினைத் தயாரிக்கும் முறையை விளக்குக முற்கால வேதியியல் நிபுணர்கள் ஃப்ளூரினைத் தயாரித்தபொழுது அடைந்த சிரமங்கள் யாவை ?

31. கீழ்க்கண்டவைகளுடன் ஃப்ளூரின் எவ்வாறு வினைபுரிகிறது ?
1. நீர் 2. ஹைட்ரஜன் 3. NaBr 4. KI

32. ஆய்வகத்தில், உலர்ந்த குளோரின் எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகிறது ? கீழ்க்கண்டவைகளுடன் குளோரின் எவ்வாறு வினைபுரிகிறது ?

(அ) H_2S-நீர்க்கரைசல் (ஆ) குளிர்ந்த, நீர்த்த KOH கரைசல் (இ) சூடான, அதிகச் செறிவுடைய KOH கரைசல் (ஈ) SO_2 கரைந்த நீர்க்கரைசல் (உ) எத்திலீன்.

33. வாணிப முறையில், புரோமின் தயாரிக்கும் முறையை விளக்குக. அது கீழ்க்கண்ட கரைசல்களுடன் எவ்வாறு வினை புரிகிறது ?
(அ) SO_2 (ஆ) H_2S (இ) KI

34. அயோடினை, வாணிப முறையில் தயாரிக்கும் முறையை விளக்குக, கீழ்க்கண்டவைகளுடன் அது எவ்வாறு வினைபுரி கிறது ?
(அ) $Na_2S_2O_3$ கரைசல் (ஆ) NaOH கரைசல் (இ) H_2S (ஈ) SO_2

35. ஹேலஜன் அமிலங்களின் தயாரிப்பு முறைகள், பண்புகள் ஆகியவற்றை ஒப்பிடுக.

36. HF எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது ? சிலிக்காவுடன், இது, எவ்வாறு வினைபுரிகிறது ? இந்தப் பண்பு, தொழிற்சாலை களில் எதற்குப் பயன்படுகிறது ?

37. HBr எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? கீழ்க்கண்டவைகளுடன் அது எவ்வாறு வினைபுரிகிறது ?
(அ) H_2SO_4 (ஆ) $Pb(OAc)_2$ (இ) குளோரின் நீர்.

38. ஹைட்ரயோடிக் அமிலம் தயாரிக்கும் முறையைப் படத்துடன் விளக்குக. இது ஓர் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி எனக் காட்ட, எடுத்துக் காட்டுகளைச் சமன்பாடுகளுடன் எழுதுக.

39. உப்பீனிகளின் ஆக்சைடுகள், ஆக்சி-அமிலங்கள், உப்பீனி களின் கூட்டுச் சேர்மங்கள் (interhalogen compounds) ஆகியவைகளின், மூலக்கூறு வாய்பாடுகளையும் பெயர்களை யும் எழுதுக.

பகுதி இ—கரிம வேதியியல்

அத்தியாயம் 1

அறிமுகம்

பொருள்கள் ஒன்றுடனொன்று இயைந்து வேறு புதிய பொருள்கள் ஏற்படும் மாற்றத்தைச் சிறப்பாக அறிவர் வேதியியலார். பொருள்கள் உண்டாகும் மூலத்தைப் பொறுத்து அப்பொருள்களை வகைப்படுத்தி அறிகிறோம். இயற்கையின் மடியிலிருந்தும், உயிரற்ற பொருள்களினின்றும் பெறப்படுவனவற்றைக் கனிமப் பொருள்கள் என்றும், உயிரினங்களினின்றும் பெறப்படுவனவற்றைக் கரிமப் பொருள்கள் என்றும் வகைப்படுத்துகிறோம். மேற்கோளாக, சர்க்கரை கரும்பிலிருந்தும், மாவு உருளைக்கிழங்கு, மரவள்ளிக் கிழங்கு முதலியவற்றினின்றும், வாசனைப் பொருள்கள், மலர்களினின்றும், யூரியா, கஸ்தூரி முதலியவை விலங்குகளினின்றும் பெறப்படுகின்றன. இவை கரிமப் பொருள்களாகும்.

இவ்வாறு பெறப்படுபவை உயிரினங்களிலிருந்து பெறப்படுவதால், இவை உண்டாவதற்கு உயிர் ஆற்றல் காரணமாகிறது எனக் கருதப்பட்டது. 1828ஆம் ஆண்டு வோலர் (Wohler) என்பவர் அம்மோனியம் சயனேட் என்ற ஒரு கனிமப் பொருளை வெப்பப்படுத்தி யூரியாவை உண்டாக்கினார். இச் சோதனை காரணமாக வழக்கமாக நாம் உயிரினங்களிலிருந்து பெறுகின்ற பொருளை அவற்றின் உதவியில்லாமலே, தொகுப்பு முறையில் பெறலாம் என்ற கருத்து ஏற்பட்டது. மேலும் உயிரினங்களிலிருந்து பெறப்படுகின்ற பொருள்கள் எல்லாவற்றிலும் கரி இருக்கின்றது. எனவே, இப் பொருள்களைப்பற்றி அறிகின்ற துறைக்குக் கரிம வேதியியல் எனப் பெயரிடலாம். 1948ஆம் ஆண்டு க்மெலின் (Gmelin) என்ற ஜெர்மன் வேதியியலார் இத்துறையைக் கரிமச் சேர்மங்களின் வேதியியலறிவு என விளக்கம் கூறினார். எனினும், தற்பொழுது இத்துறையை ஹைட்ரோகார்பன்களினதும் அவற்றின் வழிப் பொருள்களினதும் வேதியியல் அறிவு என வரையறுக்கலாம்.

கரிமச் சேர்மங்கள் தமக்கே உரிய பல சிறப்பியல்புகளைக் கொண்டிருக்கின்றன. மற்றைய தனிமங்களிடன் ஒப்புநோக்கும் பொழுது கரி மிக அதிகமான எண்ணிக்கையிலான சேர்மங்களைக்

கொடுக்கிறது. இச் சேர்மங்களில் கரியணுக்கள் தங்களுக்கிடையே பலவித இணைப்புகள் ஏற்படுத்தி மிக நெடுந் தொடர்ச் சேர்மங்களாகவும், வளைய அமைப்புச் சேர்மங்களாகவும், நிலைப்புத் தன்மையுள்ள சேர்மங்களாகவும் உண்டாவதே இதற்குக் காரணம். கரிமச் சேர்மங்கள், சில தனிமங்கள் சேர்ந்தே உண்டாகின்றன. இத் தனிமங்களில் முக்கியமானவை கரி, ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன்; நைட்ரஜன், உப்பீனிகள், கந்தகம் ஆகியவை.

கரிமச் சேர்மங்களை வகைப்படுத்துதல்

கரிமச் சேர்மங்களைப் பொதுவாகக் கீழ்க்கண்ட வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்.

அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்கள்

இந்த வகைச் சேர்மங்கள் வளையத்தில் அமையாத இணைப்புகள் கொண்ட கரி அணுக்களால் ஆனவை. இந்தப் பெயர் கிரேக்கச் சொல்லிலிருந்து பிறந்தது. (கிரே: அலிஃபார் — எண்ணெய்.) முதன்முதலில் அறியப்பட்டவை எண்ணெய் அமிலங்கள். இவற்றிற்கு மேற்கோளாகக் கீழேகொடுக்கப்பட்டுள்ள சேர்மங்களைக் காணலாம்.

CH_4	CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3	CH_3-CH_2-CH_2-CH_2I
மீத்தேன்	n-பென்ட்டேன்	n-பியூட்டைல் அயோடைடு

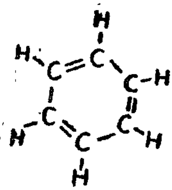
வளையச் சேர்மங்கள்

சேர்மங்களிலுள்ள அணுக்கள் ஒன்றுடனொன்று இணைந்து வளையமாக ஏற்படும் அமைப்புள்ள சேர்மங்களை வளையச் சேர்மங்கள் என வகைப்படுத்துகிறோம். ஒரு சேர்மத்தில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வளையங்களில் அணுக்கள் இணைந்திருந்தால் அத்தகைய சேர்மங்களைப் பல்வளையச் சேர்மங்கள் எனக் கூறுகிறோம். வளையச் சேர்மங்களை உட்பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். அவை :

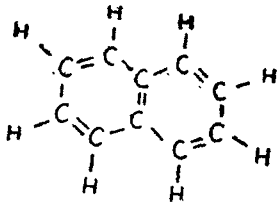
(a) கரிம வளையச் சேர்மங்கள்.

(b) பல்விதக் கண்ணி வளையச் சேர்மங்கள்.

(a) கரிம வளையச் சேர்மங்களில், கரி அணுக்கள் மட்டுமே வளையத்தில் அமைந்திருக்கும். இந்த வகைச் சேர்மங்களை (1) அரோமாட்டிக் சேர்மங்கள் எனவும் (2) வளைய அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்கள் எனவும் பிரிக்கலாம். அரோமாட்டிக் சேர்மங்களில் ஒன்று அல்லது அதற்கதிகமான பென்சீன் வளையங்கள் அமைந்திருக்கும். (எ.கா.) பென்சீன், நாஃப்தலீன். இவற்றிற்குச் சில றப்பியல்புகள் உள்ளன. இவை பின்பு காணப்படும்.



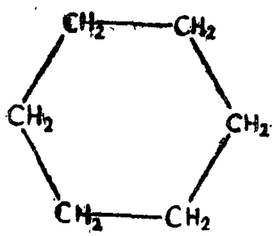
படம் 71
பென்சீன்



படம் 72
நாஃப்தலீன்

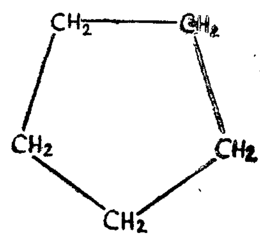
வளைய அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்களில் வளைய அமைப்பு இருந்தாலும், இவை அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்கள் போலச் செயல்படும். இவை அரோமாட்டிக் சேர்மங்களினின்றும் இயல்புகளில் வேறுபட்டவை. வளையஹெக்சேன், வளையபென்ட்டேன் ஆகியவற்றை மேற்கோளாகக் காட்டலாம்.

வளைய ஹெக்சேன்



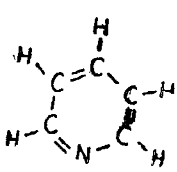
படம் 73

வளைய பென்டேன்

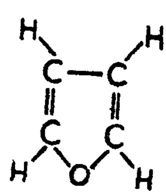


படம் 74

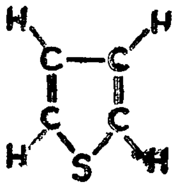
(b) பல்விதக் கண்ணி வளைய சேர்மங்களில் கரி அணுக்களுடன் வேறு அணுக்களும் அமைந்திருக்கும். மேற்கோளாக பிரிடின், ஃபியூரான், தயோஃபென், பிர்ரோல் ஆகியவற்றைக் கூறலாம்



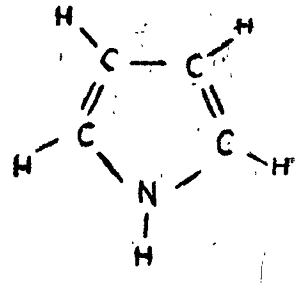
படம் 75
பிரிடீன்



படம் 76
ஃபியூரான்



படம் 77
தயோஃபென்



படம் 78
பிர்ரோல்

மேலே கண்ட வகைப்பாட்டைச் சுருக்கமாகக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிக்கலாம்.

- கரிமச் சேர்மங்கள்
  - திறந்த அமைப்புள்ளவை அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்கள் (மீத்தேன், ஈத்தைல் ஆல்கஹால்)
  - வளைய அமைப்புச் சேர்மங்கள்
    - கரிம வளையக் சேர்மங்கள்
      - வளைய அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்கள் (வளைய ஹெக்சேன்)
      - அரோமாட்டிக் சேர்மங்கள் (பென்சீன்)
    - பல்விதக் கண்ணி வளையச் சேர்மங்கள் (பிரிடீன், பிர்ரோல்)

படிவரிசைச் சேர்மங்கள்

கரிமச் சேர்மங்களைச் சிறப்பியல்புகள் கொண்ட பல தொகுதிகளாகப் பிரிக்கலாம். ஒரு தொகுதியிலுள்ள சேர்மங்களனைத்திற்கும் ஒரே வகையான வேதி இயல்புகள் உண்டு. இந்த வேதி இயல்புகள் அச் சேர்மங்களிலுள்ள அணுத் தொகுதிகளால் ஏற்படுபவை. இத் தொகுதிகளை வினைபடும் தொகுதிகள் எனக்கூறுகிறோம். கரிமச் சேர்மங்களனைத்திலும் இவ்வினைபடு தொகுதிகள் அமைந்திருக்கும். கரிமச் சேர்மங்களை அவ்வவற்றிலுள்ள வினைபடு தொகுதிகளின் அடிப்படையில் வகைப்படுத்திக் கொள்கிறோம். எனினும், ஒரே

வினைபடு தொகுதியுள்ள பல கரிமச் சேர்மங்கள் ஒரு பிரிவுக்குள் அமையும். இப்பிரிவுக்குள் அமையும் சேர்மங்களைப் **படிவரிசைச் சேர்மங்கள்** என்கிறோம். ஒவ்வொரு படிவரிசைக்கும் பின்வரும் சிறப்பியல்புகள் உண்டு.

1. ஒரு வரிசையிலுள்ள சேர்மங்களனைத்திற்கும் பொதுவான ஒரு வாய்பாடு உண்டு. மேற்கோளாக அல்கேன் வரிசைச் சேர்மங்களுக்கு C_nH_{2n+2} என்ற பொது வாய்பாடு உண்டு.

2. இச் சேர்மங்களனைத்தையும் ஒரு பொதுவான முறைப்படி உண்டாக்கலாம்.

3. ஒரு வரிசையிலுள்ள சேர்மங்களின் இயல்புகள் ஒரே மாதிரியாக இருக்கும்.

4. ஒரு வரிசையிலுள்ள சேர்மங்களின் இயற் பண்புகளில், அவற்றின் மூலக்கூறு எடை கூடுதலாகும்பொழுது, மாற்றம் ஏற்படுவதும் ஒரே சீராக அமைகிறது.

5. ஒரு வரிசையிலுள்ள ஒரு சேர்மத்திற்கும், அதற்கு அடுத்த சேர்மத்திற்கும் வாய்பாடில் வேற்றுமை CH_2 ஆகும். மேற்கோளாக அல்கேன் வரிசைச் சேர்மங்களின் வாய்பாடு :

   CH_4, C_2H_6, C_3H_8, C_4H_{10}, C_5H_{12} ....

   ஆல்கஹால் வரிசை :

   CH_3OH, C_2H_5OH, C_3H_7OH, C_4H_9OH,.................

   அமில வரிசை :

   CH_3COOH, C_2H_5COOH, C_3H_7COOH, C_4H_9COOH,.....................

வினைபடு தொகுதிகள்

ஒவ்வொரு வரிசைச் சேர்மத்திற்கும் ஒரு சிறப்பான வினைபடு தொகுதி உண்டு. இந்தத் தொகுதியைப் பொறுத்தே, இவ் வரிசையிலுள்ள சேர்மங்களின் இயல்பு அமைகிறது. ஆல்கஹால்களிலுள்ள வினைபடு தொகுதி—OH தொகுதியாகும். ஓர் ஆல்டிஹைடிலுள்ள வினைபடு தொகுதி—CHO ஆகும். கார்பாக்சிலிக் அமிலங்களில் உள்ளது—COOH தொகுதி ஆகும்.

பெயரிடுதல்

கரிமச் சேர்மங்களின் எண்ணிக்கை தற்பொழுது ஒரு மில்லியன் கணக்கில் உள்ளது. இவற்றிற்கெல்லாம் உரிய பெயரை இடுவதற்கு ஒரு முறையான வழி வேண்டும். நெடுங்காலம் தொட்டு வழக்கிலுள்ள பொருள்களுக்குரிய பெயர்களை இயற் பெயர்கள் என்கிறோம். இவை வழக்கிலுள்ளவை. எனினும் ஒரு

பொருளை அதன் பெயரினின்றும் தெரிந்து கொண்டு அதை மற்றை வகைப் பொருளினின்றும் பிரித்தறிவதற்கு முறையான ஒரு வரன் முறை தேவை. வேதியியலார் 1892ஆம் ஆண்டில் ஜெனிவாவில் 'International Union of Chemistry என்ற நிறுவனத்தின் சார்பில் கூடி பெயரிடும் முறையைத் தீர்மானித்தனர். இவர்கள் தீர்மானித்த முறை மீண்டும் 1930ஆம் ஆண்டில் பெல்ஜிய நாட்டிலுள்ள லீஜ் நகரில் கூடிய வேதியியலாரால் திருத்தப்பட்டது. இந்த முறைக்கு IUC முறை எனப் பெயர். தற்பொழுது மீண்டும் திருத்தப்பட்ட முறைப்படி பெயர்கள் அமைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. இந்த முறைக்கு IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) முறை என்று பெயர். பலபடிவரிசைச் சேர்மங்களும் அவற்றிற்குரிய IUPAC முறையிலான பெயர்களும் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அல்கேன்கள் : இவை கரியும் ஹைட்ரஜனும் அமைந்துள்ள சேர்மங்கள். இவற்றின் பொது வாய்பாடு C_nH_{2n+2}. இவற்றில் எல்லாக் கரியணுக்களும் ஒன்று மற்றொன்றுடன் ஒற்றைச் சக இணைப்பால் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

CH_4 மீத்தேன், C_2H_6 ஈத்தேன், C_3H_7 புரோப்பேன்

அல்கீன்கள் அல்லது **ஒலிஃப்பீன்கள் :** இவை கரி, ஹைட்ரஜன் ஆகியவை இணைந்து C_nH_{2n} என்ற பொது வாய்பாடு கொண்ட சேர்மங்கள். இவற்றின் சிறப்பியல்பு, இம் மூலக்கூறுகளில் இரண்டு கரியணுக்கள் இரட்டைச் சக இணைப்பால் (—C=C—) இணைக்கப்பட்டிருக்கும்.

$CH_2=CH_2$ எத்திலீன் (பொதுப் பெயர்); ஈத்தீன் (IUPAC) பெயர்)

CH_3 CH—CH_2 புரோப்பிலீன் (பொதுப் பெயர்; புரோப்பீன் (IUPAC பெயர்)

இந்த வரிசைச் சேர்மங்களின் பெயர்கள், இவற்றிற்குரிய அல்கேன்களின் பெயரிலுள்ள ஏன் (-ane) என்ற விகுதிக்குப் பதிலாக ஈன்-ene என்ற விகுதியைச் சேர்க்கிறோம்.

CH_3CH_3 ஈத்தேன்	$CH_2=CH_2$ ஈத்தேன்
$CH_3CH_2CH_3$ புரோப்பேன்	$CH_3CH=CH_2$ புரோப்பீன்

அல்கைன்கள் : கரி, ஹைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்கள் இணைந்து C_nH_{2n-2} என்ற பொது வாய்பாடுள்ள சேர்மங்களை அல்கைன்கள் என அழைக்கிறோம். இவற்றின் பெயர்கள்,

இவற்றிற்குப் பொருத்தமான அல்கேன்களின் பெயர்களில், ஏன் விகுதிக்குப் பதிலாக ஐன்(yne) விகுதியைச் சேர்க்கிறோம்.

C_2H_6 ஈத்தேன்	$CH{=}CH$ ஈத்தைன்
$CH_3CH_2CH_3$ புரோப்பேன்	$CH_3C{\equiv}CH$ புரோப்பைன்

அல்கைல் தொகுதி : ஓர் அல்கேனில் உள்ள ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவை அகற்றியபின் எஞ்சி இருக்கும் உறுப்புக்கு அல்கைல் உறுப்பு எனப் பெயர். ஓர் அல்கேனை R-H என்று குறிப்போமானால், R என்பது அல்கைல் உறுப்பு அல்லது அகைல் தொகுதியைக் குறிக்கும்.

CH_3—	மீத்தைல்
C_2H_5—	ஈத்தைல்

அல்கைல் ஹாலைடுகள்: ஓர் அல்கேனிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணு ஒன்றுக்குப் பதிலாக ஹாலோஜென் அணு அமைத்திருக்கும் சேர்மங்கள் அல்கைல் ஹாலைடுகள் எனப்படும். IUPAC முறைப்படி இவற்றை ஹலோ அல்கேன்கள் என்று குறிப்பிடுகிறோம்.

பொதுப் பெயர்	IUPAC பெயர்
CH_3Cl மீத்தைல் குளோரைடு	குளோரோமீத்தேன்
C_2H_5I ஈத்தைல் அயோடைடு	அயோடோஈத்தேன்
$CH_3CH_2CH_2Br$ n-புரோப்பைல் புரோமைடு	1—புரோமோ-புரோப்பேன்

ஆல்கஹால்கள் : ஒரு ஹைட்ரோகார்பன் சேர்மத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவுக்குப் பதிலாக, ஒரு—OH தொகுதி இருந்தால், அத்தகைய சேர்மம் ஆல்கஹால் எனப்படும். IUPAC முறையில் ஆல்கஹாலின் பெயர்கள் ஆல்(—ol) என்ற விகுதி கொண்டு முடியும்.

CH_3OH	மெத்தனால் (methanol)
C_2H_5OH	எத்தனால் (ethnol)
$CH_3CH_2CH_2OH$	புரோப்பனால் (propanol)

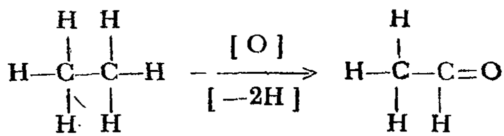
ஈதர்கள் : ஒரு கரிமச் சேர்மத்தில் உள்ள ஆக்சிஜன் அணுவின் இருபுறத்திலும் அல்கைல் தொகுதி இணைந்திருக்கும் அமைப்பு இருந்தால் அத்தகைய சேர்மம் ஈதர் எனப் பெயர் பெறும்.

$CH_3—O—CH_3$ மீத்தாக்சி மீத்தேன்

$CH_3—O—C_2H_5$ மீத்தாக்சி ஈத்தேன்

$CH_3—O—C_3H_7$ மீத்தாக்சி புரோப்பேன்

ஆல்டிஹைடுகள் : ஒரு ஹைட்ரோகார்பனிலுள்ள ஈற்றுக் கரியணுவிலுள்ள இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்குப் பதிலாக ஓர் ஆக்சிஜன் அணு அமைந்திருக்கும் சேர்மத்திற்கு ஆல்டிஹைடு என்று பெயர்.



IUPAC முறைப்படி, ஓர் ஆல்டிஹைடின் பெயரை, அதற்குரிய அல்கேனின் பெயருடன்—யால் (—al) என்ற விகுதியைச் சேர்த்துக் குறிக்கிறோம்.

CH_3CHO ஈத்தேன்யால் (ethanal)

CH_3CH_2CHO புரோப்பேன்யால் (propanal)

கீட்டோன்கள்: ஒரு கார்பனைல் தொகுதி $>C=O$, இரண்டு கரியணுக்களுடன் இணைந்திருக்கும் சேர்மங்களுக்குக் கீட்டோன்கள் எனப் பெயர். கீட்டோன்களின் பெயர்—ஒன் (—one) என்ற விகுதி கொண்டு முடியும். IUPAC முறைப்படி, ஒரு கீட்டோனுக்குப் பெயரிடுவதற்கு, எந்த அல்கேனிலிருந்து பெறப்படுகிறதோ, அந்த அல்கேனின் பெயருடன்—ஒன் என்ற விகுதியைச் சேர்த்துக் குறிக்கிறோம்.

CH_3COCH_3 புரோப்பனோன் (propanone)

$CH_3COCH_2CH_3$ பியூட்டனோன் (butanone)

அமிலங்கள் : ஒரு ஹைட்ரோகார்பனிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவுக்குப் பதிலாக ஒரு கார்பாக்சிலிக் தொகுதி—COOH இணைந்திருக்கும் சேர்மங்கள் அமிலங்கள். அமிலங்களை IUPAC முறைப்படி அல்கனாயிக் அமிலம் என்று பெயரிடுகிறோம். அல்

கேனுடைய பெயருடன் -ஆயிக் அமிலம் (-oic acid) என்ற விகுதியைச் சேர்க்கிறோம்.

$HCOOH$ மெத்தனாயிக் அமிலம் (methanoic acid)

CH_3COOH ஈத்தனாயிக் அமிலம் (ethanoic acid)

அமிலக் குளோரைடுகள் (அல்லது) அசைல் குளோரைடுகள் :

ஓர் அமிலத்திலுள்ள —OH தொகுதிக்குப் பதிலாக ஒரு குளோரின் அணு அமைந்திருக்கும் சேர்மங்களுக்கு அமிலக் குளோரைடுகள் எனப் பெயர். அமிலத்தின் பெயரிலுள்ள -ஆயிக் என்பதற்குப் பதிலாக -ஆயில் (-oyl) என்ற விகுதியைச் சேர்த்து இவற்றிற்குப் பெயரிடுகிறோம்.

$HCOCl$ மெத்தனாயில் குளோரைடு (methanoyl chloride)

CH_3COCl ஈத்தனாயில் குளோரைடு (ethanoyl chloride)

அமில நீரிலிகள் : ஓர் அமிலத்தின் இரண்டு மூலக்கூறுகளினின்றும் ஒரு மூலக்கூறு நீரை அகற்றிப் பெறப்படும் பொருள்கள் அமில நீரிலிகள்.

$$\begin{matrix} RCOOH \\ RCOOH \end{matrix} \xrightarrow{-H_2O} \begin{matrix} R—CO \\ R—CO \end{matrix} \Big> O + H_2O$$

இவை அமில உறுப்புகளினின்றும், நீரகற்றப்பட்டவை எனக் கருதப் படுகின்றன.

$$\begin{matrix} CH_3—CO \\ CH_3—CO \end{matrix} \Big> O$$ ஈத்தனாயிக் நீரிலி (ethanoic anhydride)

$$\begin{matrix} CH_3CH_2CO \\ CH_3CH_2CO \end{matrix} \Big> O$$ புரோப்பனாயிக்நீரிலி(propnoic anhydride)

அமில அமைடுகள்: ஓர் அமிலத்திலுள்ள — OH தொகுதி ஓர் அமினோ—NH_2 தொகுதியால் மாறுகொண்டால் ஏற்படுவது அமில அமைடுகள். இவற்றினுடைய தாய் அல்கேனின் பெயருடன் அமைடு என்ற விகுதியைச் சேர்த்துப் பெயரிடுகிறோம்.

$HCONH_2$ மீத்தேனமைடு (methanamide)

CH_3CONH_2 ஈத்தேனமைடு (ethanamide)

எஸ்ட்டர்கள் ஓர் அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ராக்சில் தொகுதியின் ஹைட்ரஜன் அணு, ஓர் அல்கைல் தொகுதியால் மாற்றப்

பட்டால் கிடைப்பது எஸ்ட்டர். இவை தாய் அமிலத்தின் அல்கைல் உப்பு எனக் கருதப்பட்டுப் பெயரிடப்படுகின்றன.

$HCOOCH_3$ மீத்தைல் மெத்தனோவேட் (methyl methanoate)

CH_3COOCH_3 மீத்தைல் ஈத்தனோவேட் (methyl ethanoate)

அமீன்கள் : இவை அம்மோனியா வழிப்பொருள்கள். அம்மோனியாவிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவுக்குப் பதிலாக ஓர் அல்கைல் தொகுதி அமைந்திருக்கும் சேர்மம் அமீன் எனப்படும். அம்மோனியாவிலுள்ள மூன்று ஹைட்ரஜன்களும், அல்கைல் தொகுதிகளால் அகற்றப்பட்டிருக்கலாம். ஓர் அல்கைல் தொகுதி இணைந்த அமீன் ஓரிணைய அமீன் எனவும், இரண்டு அல்கைல் தொகுதியுள்ள அமீன் ஈரிணைய அமீன் எனவும், மூன்று அல்கைல் தொகுதியுள்ள அமீன் மூவிணைய அமீன் எனவும் பொதுப் பெயர் கொள்ளும்.

CH_3NH_2 மீத்தைல் அமீன் (ஓரிணைய அமீன்)

$CH_3 - NH - CH_3$ இருமீத்தைல் அமீன் (ஈரிணைய அமீன்)

$$CH_3 - \underset{\underset{CH_3}{|}}{N} - CH_3$$ மும்மீத்தைல் அமீன் (மூவிணைய அமீன்)

கரிம உலோகச் சேர்மங்கள் : ஓர் அல்கைல் தொகுதியுடன் ஓர் உலோக அணு இணைந்திருக்கும் சேர்மங்கள் கரிம உலோகச் சேர்மங்கள்.

CH_3MgI மீத்தைல் மெக்னீசியம் அயோடைடு

$Zn(C_2H_5)_2$ இருஈத்தைல் துத்த நாகம்

$Hg(CH_3)_2$ இருமீத்தைல் பாதரசம்

$Pb(C_2H_5)_4$ நால் ஈத்தைல் காரீயம்

வினாக்கள்

1. கரிமச் சேர்மங்களை வகைப்படுத்தும் முறையினைச் சுருக்கமாக விவரிக்கவும்.

2. பின்வரும் சேர்மங்கள் எந்த வகைப்படும் எனக் குறிக்கவும்.

   (a) பியூட்டேன் (b) n-புரோப்பைல் அயோடைடு
   (c) பென்சீன் (d) ஃபீனால்
   (e) வளைய ஹெக்சேன் (f) பிரிடீன்
   (g) தயோஃபென் (h) எத்தனால்

3. படிவரிசைச் சேர்மங்கள் என்பவை யாவை? ஒரு படிவரிசையின் சிறப்பியல்புகளைக் கூறுக.

4. வினைப்படும் தொகுதி என்றால் என்ன? எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

5. பின்வரும் படிவரிசைகளில் உள்ள வினைபடும் தொகுதிகள் யாவை?

(a) அல்கேன்கள் (b) ஆல்டிஹைடுகள் (c) அமில அமைடுகள் (d) ஆல்கஹால்கள் (e) ஈதர்கள் (f) அமிலங்கள் (g) அமீன்கள்

6. IUPAC முறைப்படி பெயரிடுவதன் நன்மைகள் யாவை? பின்வரும் சேர்மங்களின் IUPAC பெயர்களைக் குறிப்பிடுக.

(a) அசெட்டிலீன் (b) எத்திலீன் (c) ஈத்தைல் ஆல்கஹால் (d) HCOOH (e) $CH_3\ CH_2COCl$ (f) CH_3CH_2CHO (g) $CH_3COC_2H_5$.

அத்தியாயம் 2.

கரிமச் சேர்மங்களைத் தூய்மையாக்கல்

இயற்கையிலிருந்து கிடைக்கும் கரிமச் சேர்மங்கள் தூயதாக இருப்பது அரிது. அச்சேர்மங்களுடன் கிடைக்கும் பொருள்களுடன் கலந்தே கிடைக்கும். இதுபோலவே ஆய்வுக்கூடத்தில் உண்டாக்கப் படும் சேர்மங்களும் பிற பொருள்களுடன் கலந்தே கிடைக்கும். ஒரு சேர்மத்தைப்பற்றி ஆராய்ச்சியைச் செய்ய வேண்டுமெனின் அச் சேர்மங்கள் தூயதாக இருந்தாலொழிய அதன் இயல்புகளையும், அதன் வாய்பாட்டையும் அளந்தறிவது இயலாது. தூய்மைப் படுத்துவதற்குரிய முறைகள் அச் சேர்மங்களின் இயல்புகளைப் பொறுத்தது; அப்பொருளுடன்கூடக் கிடைக்கும் மாசுகளையும் பொறுத்தது. வழக்கமாக நாம் பின்பற்றும் முறைகள்: (1) படிக மாக்கல் (2) பதங்கமாக்கல் (3) வாலை வடித்தல் (4) நிறப் பகுப்பு.

படிகமாக்கல்

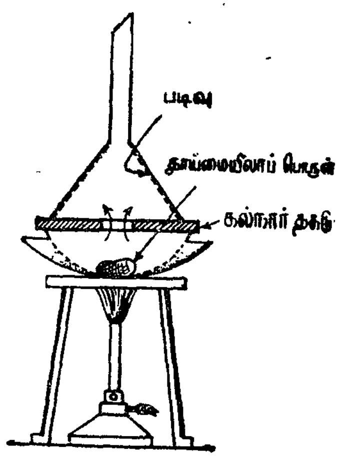
திண்மப்பொருள்களைத் தூய்மைப்படுத்துவதற்கு இம்முறை பயன்படுகிறது. எந்தப் பொருளைத் தூய்மையானதாகப் பிரித் தெடுக்க வேண்டுமோ அந்தப் பொருளை, அது எந்தக் கரைப்பானில் கரையுமோ அதில் கரைக்கவேண்டும். முதலில் எந்தக் கரைப்பானில் கரையும் என்பதைத் தெரிந்துகொள்ளவேண்டும். இந்தப் பொருளைச் சிறிதளவு பல ஆய்வுக் குழாய்களில் இடவேண்டும். பின் ஒவ்வொரு குழாயிலும் சிறிதளவு வெவ்வேறு கரைப்பான்களை விட வேண்டும். வழக்கமான கரைப்பான்கள் தண்ணீர், ஆல்கஹால், ஈதர், குளோரோஃபார்ம், பென்சீன் முதலியன. எந்தக் கரைப்பானில் சேர்மம் நன்றாகக் கரைகிறது என்பதைத் தெரிந்து கொள்ளலாம். பொருள் கரைந்தபின் திண்மநிலையில் மாசுகள் இருந்தால் அவற்றை வடிகட்டிப் பிரித்துவிடவேண்டும். ஏற்கெனவே பொருளைக் கரைப்பதற்கு வெப்பப்படுத்தி இருந்தால் கரைசலைக் குளிர வைக்கவேண்டும். திண்மப் பொருளின் படிகங்கள் தோன்றும். இப் படிகங்களைப் பிரித்தெடுத்துக் கழுவிப் பின் உலர்த்திக்கொள்ள வேண்டும்.

பதங்கமாக்கல்

சில திண்மப் பொருள்கள் வெப்பப்படுத்தும் பொழுது உருகாமல் திண்ம நிலையிலிருந்து நேரடியாக ஆவியாகி விடுகின்றன.

இவ்வாவிகளைக் குளிர்விக்கும்பொழுது மீண்டும் திண்மப்பொருள்கள் கிடைக்கின்றன. இந்த முறைப்படி, ஆவியாகாத திண்மங்களுடன் கலந்திருக்கும் பதங்கமாகும் இயல்புடைய திண்மங்களைப் பிரித்தெடுக்கலாம். நாஃப்தலீன், பென்சாயிக் அமிலம், கற்பூரம் முதலியவற்றை இம்முறையால் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

மாசுகள் கலந்த பொருளை ஒரு பீங்கான் தகழியில் வைத்து அதை மணல்தொட்டியின் மேல் வைத்துச் சூடுபடுத்த வேண்டும். தகழியின் மேல் ஒரு புனலை வைக்கவேண்டும். தகழியை முதலில் இலேசாகச் சூடுபடுத்த வேண்டும்; பின்பு அதிகமாகச் சூடுபடுத்த வேண்டும். சேர்மத்திலிருந்து வெளிப்புறம் ஆவி, புனலின் குளிரான பகுதிகளில் படியும். இவற்றைச் சுரண்டி எடுத்துவிடலாம். சில பொருள்கள் ஆவியாகும் வெப்பநிலையில் சிதைந்து விடலாம். இத்தகைய பொருள்களைத் தூய்மையாக்குவதற்கு அழுத்தம் குறைந்த நிலையில் பதங்கமாக்கலாம்.

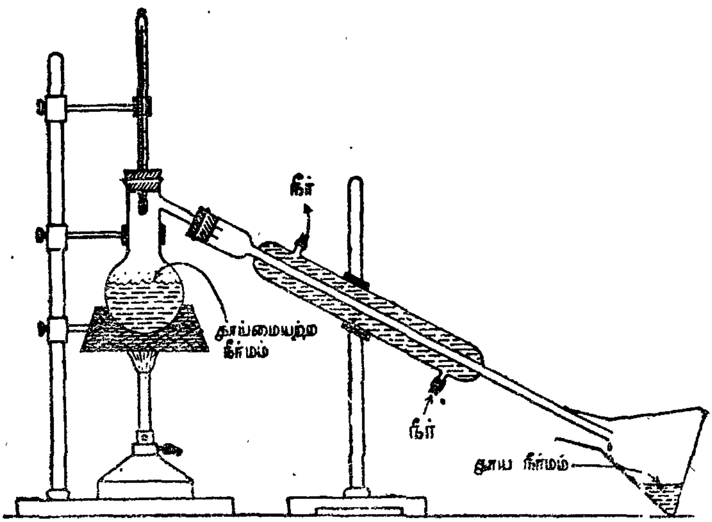


படம் 79

வாலை வடித்தல்

இம்முறை நீர்மப் பொருள்களைப் பிரித்தெடுப்பதற்குப் பயன் படுகிறது. ஆவியாகாத பொருள்களிலிருந்து நீர்மங்களைப் பிரித்தெடுக்க இம்முறை பயன்படுகிறது. மாசு கலந்த நீர்மத்தை ஒரு வாலைவடி குடுவையிலிடுகிறோம். இந்த நீர்மத்தைக் கொதிக்க வைக்கும்பொழுது இதன் ஆவி வெளிப்படுகிறது. இவை குளிர் கலத்தில் குளிர்விக்கப்படுவதால் மீண்டும் நீர்மமாகிறது. இந்த

நீர்மத்தை வேறொரு வாங்குகலத்தில் சேகரித்துக்கொள்ளலாம். இதற்குப் பயன்படும் சாத்னம் படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது.

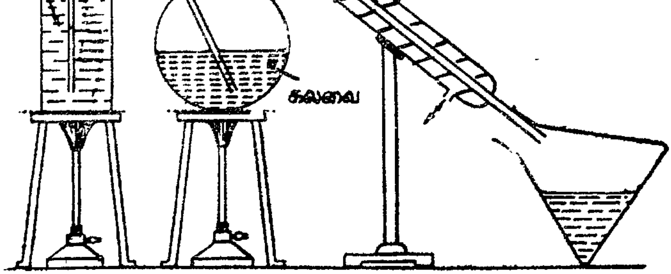


படம் 80

வாலைவடி குடுவை என்பது சாதாரண உருண்டையடிக் குடுவையின் கழுத்தில் ஒரு பக்கக் குழாய் இணைக்கப்பட்டுள்ள ஒன்று. குடுவையில் வாலை வடிக்கவேண்டிய நீர்மத்தை எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும். குடுவையின் வாயில் ஒரு துளையிட்ட தக்கை ஒன்றைப் பொருத்த வேண்டும். இதன் துளை வழியாக ஒரு வெப்ப மானியைப் பொருத்த வேண்டும். வெப்பமானியின் பாதரசப் பகுதி பக்கக் குழாயின் மட்டத்தில் இருக்குமாறு செருக வேண்டும். பக்கக் குழாயில் ஒரு குளிர்விக்கும் கலத்தைப் பொருத்தவேண்டும். குளிர்வியின் மறுமுனையில் வளைந்த குழலொன்றைப் பொருத்தி அக் குழல் ஒரு கூம்புக் குடுவையுள் புகுமாறு அமைக்கவேண்டும். வடிவாலை குடுவையை ஒரு கம்பிவலையின் மீதோ மணல் தொட்டி யின் மீதோ, வெந்நீர் அல்லது எண்ணெய்த் தொட்டியின் மீதோ வைத்துச் சூடுபடுத்த வேண்டும். நீர்மம் ஆவியாகிக் குளிர்ந்து வடியத் தொடங்கும். முதலில் வெப்பமானியில் வெப்பநிலை உயர்ந்துகொண்டே செல்லும். பின்பு ஒரு நிலையில் வெப்பநிலை மாறாமல் இருக்கும். இந்த நிலையில் தூய்மையான நீர்மம் வடிந்து வெளிப்படும். இதனைக் கொள்கலத்தில் சேகரித்துக் கொள்ள வேண்டும்.

ஆவியாகும் இரண்டு மூன்று நீர்மங்கள் கலந்த கலவையி லிருந்து படிப்படியாக வாலை வடிப்பதிலிருந்து அவற்றைப் பிரித் தெடுக்கலாம். இந்த நீர்மங்களின் கொதிநிலைகள் வெகுவாக வேறு பட்டிருந்தால்தான் இம்முறையில் நீர்மங்களை எளிதாகப் பிரிக்கலாம். சில நீர்மங்கள் கொதிநிலையை அடையுமுன்னே சிறிது வெப்பத் தாலும் சிதைவடையக்கூடும். இவற்றை வாலை வடித்துத் தூய்மைப் படுத்துவதற்குக் குறைவழுத்தநிலையில் வாலைவடித்துப் பிரித் தெடுக்கிறோம்.

சில திண்மச் சேர்மங்கள் நீரின் ஆவியுடன் ஆவியாகின்றன. மேலும் இவை நீரில் கரையாதனவாக இருந்தால் இவற்றை நீராவி யால் வாலை வடிப்பதன் மூலம் பிரிக்கலாம். இவை நீராவியின் வெப்பத்தால் சிதைவடையாதனவாக இருக்கவேண்டும். நீராவியை இந்தச் சேர்மங்கள் வழியே செலுத்தும்போது, இந்த நீர்மங்கள் சூடு படுத்தப்படுகின்றன. நீர்மத்தின் வாயு அழுத்தநிலை உயர்ந்து கொண்டே போகும். தண்ணீரினதும், நீர்மத்தினதும் கூடிய ஆவியழுத்தம், வளி மண்டலத்தின் ஆவியழுத்தத்திற்குச் சமமாகும் பொழுது கொதித்தல் ஏற்படுகிறது. இந்த ஆவிகள் இரண்டும் குளிர்ந்து நீர்மம், தண்ணீர் ஆகிய இரண்டும் கலந்த கலவை கிடைக்கிறது. நீர்மம் தண்ணீருடன் கலக்காத இயல்புடையதாத லால் இரண்டு நீர்மங்களும் தனித்தனி அடுக்குகளாகக் கிடைக் கின்றன.



படம் 81

நீர்மப் பகுதி பிரித்தெடுக்கப்பட்டு உலர்த்தப்படுகிறது. மீண்டும் வாலைவடித்துப் பெறலாம். கொதிநிலை அதிகமாக உள்ள நீர்மங்களைக் குறைந்த அழுத்த நிலையிலும், கொதிநிலைக்குக் குறைந்த வெப்பநிலையிலும் (100°Cக்குப் பக்கமான நிலை) வாலை வடிப்பது இந்த முறையின் வசதியாகும். இது குறை அழுத்த நிலையில் வாலை வடிப்பதற்குச் சமமாகும். நைட்ரோபென்சீன், அனிலீன் ஆகியவற்றை இம்முறையில் பக்குவப்படுத்தலாம்.

நிறப்பகுப்பு (chromatography)

பல சிக்கலான கரிமச் சேர்மங்களைப் பிரிப்பதற்கு இது ஒரு சிறந்த முறை. இந்த முறையைப் போலந்து நாட்டைச் சேர்ந்த தாவர இயல் வல்லுநர் ட்சுவெட் (Tswett) 1906ஆம் ஆண்டு விருத்தி செய்தார். பரப்புக் கவர்ச்சி இயல்புள்ள பொருளை ஒரு குழாயில் வைத்து, அதன் வழியே பல கரைசல்கள் கலந்த கலவையைச் செலுத்தினால், இந்தக் கரைசல்களில் உள்ள பொருள்கள் தனித்தனியான இடங்களில் செறிந்து சேர்கின்றன. இதற்குக் காரணம் வெவ்வேறு பொருள்கள் தத்தமக்குரிய பரப்பு ஒட்டல் அளவின் காரணமாக வெவ்வேறு விகிதத்தில் ஒட்டிக் கொள்கின்றன. கரைப்பானின் இயல்பையும் பொறுத்து இவை பிரியும் அளவும் மாறுபடும். வழக்கமாக அலுமினா, மெக்னீசியம் ஆக்சைடு, சிலிக்காக் களி ஆகியவை பரப்புக் கவர் பொருளாகப் பயன்படுகின்றன. பெட்ரோலியம் ஈதர் மிகவும் அதிகமாகப் பயன்படும் கரைப்பான். கார்பன் டைசல்ஃபைடு, பென்சீன், குளோரோஃபார்ம் ஆகியனவும் கரைப்பானாகப் பயன்படுகின்றன.

குழாயில் பல இடங்களில் தேங்கி இருக்கும் பொருள்களைப் பிரித்தெடுப்பதற்கு, ஒரு கரைப்பானை இந்தக் குழல் வழியாகச் செலுத்தவேண்டும். பல அடுக்குகளில் தேங்கியுள்ள பொருள்கள் ஒன்றன்பின் ஒன்றாகக் கரைப்பானில் கரைந்துவரும். இவ்வாறு இவற்றைக் கழுவி ஒவ்வொன்றாகப் பிரித்தெடுக்கலாம்.

மெல்லிய படலப் பிரிகைமுறை (Thin-layer chromatography) எனப்படும் ஒரு சிறப்பு முறையில் ஒரு குழலில் திணித்து வைக்கப்பட்ட பொடிகளுக்குப் பதிலாக, இந்தப் பொருளை ஒரு மெல்லிய படலமாக ஏற்படுத்திக்கொள்ளலாம். இந்த மெல்லிய படலத்தை ஒரு கண்ணாடித் தகட்டில் ஏற்படுத்தலாம்.

வடிதாளைக்கூடப் பரப்பு ஒட்டல் ஆற்றல் உள்ள பொருளாகப் பயன்படுத்தலாம். இரண்டு மூன்று பொருள்கள் கலந்து கலவையிலுள்ள பொருள்களைப் பிரிக்கவேண்டி இருப்பதாக வைத்துக் கொள்வோம். இந்தப் பொருள்கள் கரைந்த கரைசலின் ஒரு

சிறிய அளவை ஒரு வடிதாளில் ஒரு முனையில் வைக்கவேண்டும். பின்பு வடிதாளைக் கரைப்பானில் நனையும்படி தொங்கவிட வேண்டும். கரைப்பான் மேலிருந்து கீழ் வடிதாளின் வழியே சுவர்ந்து வரும்படி அமைக்கவேண்டும். கரைப்பான் சுவர்ந்து நகரும் பொழுது கலவையிலுள்ள பொருள்கள் வெவ்வேறு இடங்களில் தேங்கி நிற்கும். இவ்வகையில் கலவையிலுள்ள பொருள்களைப் பிரிக்கலாம்.

வாயுப் பொருள்கள் அல்லது குறைந்த கொதிநிலையுள்ள நீர்மங்கள் ஆகியவற்றைப் பிரிப்பதற்கும் இம்முறையைப் பயன் படுத்துகிறோம். வாயுவை அல்லது எளிதில் ஆவியாகும் நீர்மங்களை வெப்பப்படுத்தி ஆவி நிலையில் பரப்புக் கவர்ச்சியுள்ள பொருள்கள் பொதிந்த குழல் வழியே செலுத்தும் பொழுது, வாயுக்கள் வெவ்வேறு விகிதத்தில் கவரப்படுகின்றன. இதனால் கலவையிலுள்ள வாயுக்கள் தனித்தனியாகப் பிரிக்கப்பட்டுக் குழலின் வழியே வெவ்வேறு நேரங் களில் வெளிவரும்.

மேற்கண்ட முறைகள், மிகக் குறைந்த அளவில் கிடைக்கும் பொருள்களுக்குப் பொருந்தும்.

வினாக்கள்

1. ஒரு கரிமச் சேர்மத்தினை தூய்மையாக்கும் முறைகளைக் கூறுக.

2. திண்ம நிலையிலுள்ள ஒரு கரிமச் சேர்மத்தினை தூய்மை யாக்கும் முறைகளை விளக்குக.

3. நீர்ம நிலையில் உள்ள ஒரு தனிமச் சேர்மத்தினை எவ்வாறு தூய்மை செய்யலாம் ?

4. நிறப்பகுப்பு முறையில் எவ்வாறு கரிமச் சேர்மங்களை தூய்மைச் செய்யலாம்.

5. சிறு குறிப்புகள் வரைக :
(அ) பதங்கமாக்குதல், (ஆ) படிகமாக்கல், (இ) வாலை வடித்தல், (ஈ) நீராவி வடித்தல்.

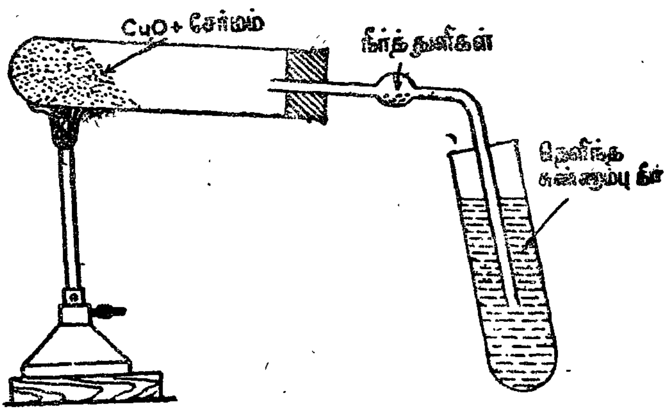
அத்தியாயம் 3

தனிமங்களைக் கண்டறிதல்

ஒரு கரிமச் சேர்மத்தைத் தனித்த நிலையில்—தூய்மையான நிலையில்—பிரித்தெடுத்தபின் அடுத்த ஆய்வு அந்தச் சேர்மத்தில் என்னென்ன தனிமங்கள் உள்ளன என அறியவேண்டுவதாகும். கரிமச் சேர்மங்கள் அனைத்திலும் கரி இருப்பினும், பிற தனிமங் களான ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகியவை பெரும்பாலான சேர்மங் களில் உள்ளன. சிலவற்றில் உப்பீனிகள் (halogens) கந்தகம், பாஸ்வரம் உள்ளன. வெகு சிலவற்றில் உலோகங்கள் உள்ளன.

கரியையும், ஹைட்ரஜனையும் கண்டறிதல்

சாதாரணமாக ஒரு கரிமச் சேர்மத்தில் கரியும், ஹைட்ரஜனும் இருப்பது சர்வ சாதாரணம். எனவே, இவற்றை நடைமுறையில் கண்டறிவதில்லை.. எனினும், இந்த முடிவை உறுதி செய்து கொள்வதற்கு ஆய்வு செய்யவேண்டும். உலர்ந்த சேர்மத்துடன் உலர்ந்த தாமிர ஆக்சைடைக் கலந்த கலவையை ஓர் உலர்ந்த ஆய்வுக்குழாயில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இந்தக் குழாயை ஒரு துளையிட்ட ரப்பர்த் தக்கையால் மூடி அதன் வழியே ஒரு விடுகுழாயைப் பொருத்த வேண்டும். இதன் மறுமுனையை



படம் 82

இன்னொரு குழாயில் எடுத்த சுண்ணாம்புத் தெளிவுக்குள் மூழ்கி இருக்குமாறு அமைக்கவேண்டும். இந்தக் குழாயை நன்றாகச் சூடு படுத்த வேண்டும்.

சேர்மத்திலுள்ள கரியணுவுடன் தாமிர ஆக்சைடிலுள்ள ஆக்சிஜன் சேர்ந்து கரியமிலவாயுவை ஏற்படுத்தும். இக் கரியமில வாயு சுண்ணாம்புத் தெளிவுடன் செயல்பட்டு அதைப் பால் போன்று வெளிறியதாக்கும். சேர்மத்திலுள்ள ஹைடிரஜன், தாமிர ஆக்சைடிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் கலந்து நீரை உண்டாக்கும். இந்த நீர் விடுகுழாயின் குளிரான பகுதியில் சிறு துளிகளாகத் தேங்கும். இது நீர் என்பதை அறிவதற்கு இந்தத் துளிகளை நீரற்ற தாமிர சல்ஃபேட்டில் ஊற்றினால், நீல நிறம் தோன்றும். இதன்மூலம் சேர்மத்தில் ஹைட்ரஜன் இருக்கிறது என்று தெரிந்துகொள்ளலாம். இந்த வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு குறிக்கலாம்.

$$C + 2\,CuO \xrightarrow{\triangle} CO_2 + 2Cu$$

$$2H + CuO \xrightarrow{\triangle} H_2O + 2Cu$$

நைட்ரஜனைக் கண்டறிதல்

1. சோடாச் சுண்ணாம்புச் சோதனை: ஆய்வுக்குட்படும் சேர்மத்தை அதைவிட இரு மடங்கு எடையுள்ள சோடாக்காரமும், சுண்ணாம்புத் தூளும் ($NaOH + CaO$) சேர்ந்த கலவையுடன் கலந்து ஓர் ஆய்வுக் குழாயிலிட்டு வெப்பப் படுத்தும் பொழுது அம்மோனியா வாயு வெளிப்பட்டால் சேர்மத்தில் நைட்ரஜன் உள்ளது எனக் காண லாம். அம்மோனியா வாயுவை அதன் நெடியிலிருந்தும், அது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் நனைத்த கண்ணாடித் தண்டில் வெண்புகையைக் கொடுப்பதனாலும் கண்டறியலாம். (மேலும் அம்மோனியா வாயு ஈரமான சிகப்பு லிட்மஸ் தாளை நீல நிறமாக மாற்றும்.) இந்த ஆய்வு மூலம் நைட்ரோ, டைஅசோ ஆகிய அமைப்பு கொண்ட நைட்ரஜன் சேர்மங்களிலுள்ள நைட்ரஜனைக் காண முடியாது.

2. லாசேன் ஆய்வு: (Lassaigne's test) சோடியம் உலோ கத்தில் ஒரு சிறிய துண்டு எடுத்துக்கொண்டு அதை ஒரு வடிதாளில் ஒற்றி எடுத்துக்கொண்டு இதை ஒரு சிறு ஆய்வுக் குழாயில் இட வேண்டும். இந்தச் சோடியத்தை முதலில் மெதுவாகவும், பின்பு ஆவி உண்டாகும் வரை செஞ்சூடாகவும் வெதுப்ப வேண்டும். அதே குழாயில் சிறிதளவு சேர்மத்தைச் சேர்த்து மீண்டும் செஞ் சூடாகும் வரை சூடேற்ற வேண்டும். சேர்மம் தீப்பிடித்துக்

கொள்ளும். இவை சூடாக இருக்கும்பொழுதுக் குழாயை வாலை வடித்த நீருள்ள கல்வத்தில் அமிழ்த்த வேண்டும். குழாய் நொறுங்கிவிடும். குழாயை ஒரு சிறு குழவியால் இடித்து நன்கு அரைத்துப் பின் கரைசலைக் கொதிக்க வைக்கவேண்டும். சுத்தமான கரைசலை வடித்துப் பிரித்து எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இவ்வாறு கிடைத்த வடிநீரை 'சோடியம் உருக்கியபின் கிடைத்த சாறு' என்கிறோம்.

இவ்வாறு கிடைத்த சாறின் ஒரு சிறிய பகுதியுடன் உடனே தயாரித்த இரும்பு (III) சல்ஃபேட் கரைசலைச் சேர்த்துக் கொதிக்க வைக்கவேண்டும். பின்பு இதைக் குளிர்வித்து இதனுடன் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் சில துளிகளைச் சேர்த்துப் பின் இரும்பு (III) குளோரைடு கரைசலில் சில துளிகள் சேர்க்கும்பொழுது நீலநிறப் படிவு ஏற்பட்டால் சேர்மத்தில் நைட்ரஜன் உள்ளது என்று தெரிந்து கொள்ளலாம்.

இந்த வினையைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம். சோடிய உலோகம், சேர்மத்திலுள்ள ஒரு கரியணு, ஒரு நைட்ரஜன் அணு ஆகியன சேர்ந்து சோடியம் சயனைடு உண்டாகிறது. இந்த சயனைடு இரும்பு (III) சல்ஃபேட்டுடன் சேர்ந்து சோடியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு உண்டாகிறது. இது மேலும் இரும்பு (III) குளோரைடுடன் வினை படும்பொழுது 'பிரஷ்யன் நீலம்' (Prussian blue) உண்டா கிறது.

$$Na + C + N \rightarrow NaCN$$
$$2NaCN + FeSO_4 \rightarrow Fe(CN)_2 + Na_2SO_4$$
$$4NaCN + Fe(CN)_2 \rightarrow Na_4\,[Fe(CN)_6]$$
$$3Na_4\,[Fe\,(CN)_6] + 4FeCl_3 \rightarrow Fe_4\,[Fe(CN)_6]_3 + 12NaCl$$

ஹாலோஜென்களைக் கண்டறிதல்

1. **லாசேன் ஆய்வு:** ஏற்கெனவே கண்டபடி தயாரித்த சோடியம் உருக்கிய சாறின் சில துளிகளுடன் சில துளிகள் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் சேர்க்கவேண்டும். பின்பு இதனுடன் சில துளிகள் வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்க்க வேண்டும். ஒரு வெள்ளை நிறப் படிவு (அம்மோனியாவில் கரையும் இயல்புடையது) ஏற்பட்டால் சேர்மத்தில் குளோரின் உள்ளது என்று தெரிந்துகொள்ள லாம்; வெளிரிய மஞ்சள்நிறப் படிவு (அம்மோனியாவில் சிறிதளவே கரையும் இயல்புடையது) ஏற்பட்டால் சேர்மத்தில் புரோமின் இருக் கிறது என்று அறியலாம். மஞ்சள் நிறப் படிவு (அம்மோனியாவில் கரையாதது) ஏற்பட்டால் சேர்மத்தில் அயோடின் உளது எனக் கருதலாம்.

சேர்மத்தைச் சோடியத்துடன் உருக்கும் பொழுது ஹாலோ ஜென்கள் சோடியம் ஹாலைடாக மாறுகின்றன.

$$Na + X \rightarrow NaX \quad (X = \text{ஹாலோஜென்})$$
$$NaX + AgNO_3 \rightarrow AgX \downarrow + NaNO_3$$

2. பெய்ல்ஸ்டீன் ஆய்வு (Beilstein's test) : ஒரு புன்சன் சுடரில் ஒரு தாமிர கம்பியைச் சுடவேண்டும். முதலில் பச்சை நிறம் தோன்றும். இப் பச்சை நிறம் மறையும்வரை சுடவேண்டும். இப்பொழுது செஞ்சூட்டு நிலையை அடையும். இந்தச் சூட்டு நிலையிலேயே இக் கம்பியால் சேர்மத்தை தொடவேண்டும். ஒரு சிறியதுகள் கம்பியில் ஒட்டிக்கொள்ளும். மீண்டும் இந்தக் கம்பியை புன்சன் சுடரில் வைக்கும்பொழுதுச் சுடரில் பச்சை நிறம் தோன்றினால் சேர்மத்தில் ஹாலோஜென் இருக்கிறது என்று தெரிந்துகொள்ளலாம்.

கந்தகத்தைக் கண்டறிதல்

கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள கந்தகம், சோடியம் உருக்கியபின் கிடைத்த சாறில் சோடியம் சல்ஃபைடாக இருக்கும். இதனைப் பின்வரும் சோதனைகளால் கண்டறியலாம்.

சாறின் ஒரு பகுதியுடன், புதிதாகக் கரைத்துள்ள சோடியம் நைட்ரோபுருசைடு (sodium nitroprusside) கரைசலில் சில துளிகளைச் சேர்க்க வேண்டும். கரு ஊதா நிறமுள்ளதாகக் கரைசல் மாறினால் சேர்மத்தில் கந்தகம் உளது எனத் தெரிந்துகொள்ளலாம்.

சாறின் ஒரு பகுதியை எடுத்துக்கொண்டு அதனுடன் சிறிதளவு நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தைச் சேர்க்க வேண்டும். இதனால் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு வெளிவரும். இதன் அழுகிய முட்டை நெடியிலிருந்தும், காரீய அசெட்டேட் கரைசலில் நனைத்த வடிதாள் துண்டைப் பளபளப்பான கறுப்பு நிறமாக மாற்றுவதிலிருந்தும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை இனம் காணலாம். ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வெளிவந்தால், சேர்மத்தில் கந்தகம் இருக்கிறது எனத் தெரிந்துகொள்ளலாம்.

ஆக்சிஜனைக் கண்டறிதல்

ஆக்சிஜனைக் கண்டறிவதற்கு நேரிடையான நம்பத் தகுந்த ஆய்வுமுறை ஒன்றுமில்லை.

வினாக்கள்

1. ஒரு கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜன், கந்தகம், குளோரின் ஆகியவற்றைக் காணும் ஆய்வுகளின் அடிப்படைக்கருத்தை விளக்குக.

2. ஒரு கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள கரி, ஹைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்களைக் கண்டறிவதெப்படி ?

3. ஒரு கரிமச் சேர்மத்தில் குளோரினும் நைட்ரஜனும் இருந்தால் அவற்றைக் காண்பதெப்படி ?

4. ஒரு கரிமச் சேர்மத்தில் கந்தகமும், நைட்ரஜனும் இருந்தால் அவற்றை எவ்வாறு காண்பது ?

5. நைட்ரஜனைக் கண்டறிய லாசேன் ஆய்வுபற்றிச் சுருக்கமாக விளக்குக.

6. பின்வரும் சேர்மங்களிலுள்ள தனிமங்களைக் காண்பது எவ்வாறு என விளக்குக.

(a) யூரியா (b) ஈத்தேனமைடு (c) மெத்தனாயில் குளோரைடு (d) ஈத்தேன்தயால் (e) புரோப்பனோன்

அத்தியாயம் 4

தனிமங்களை அளந்தறிதல்

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்கள் யாவை என்பதைக் கண்டறிந்த பின், அவை அச் சேர்மத்தில் எந்த அளவில் இருக்கின்றன என்பதை அளந்து அறிவது அடுத்த கட்டம். முதலில் சேர்மத்திலுள்ள கரியின் வீதம் எவ்வளவு என்பதைக் கணிக்கும் முறையைக் காண்போம்.

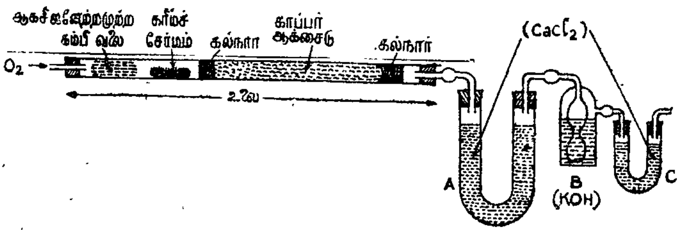
கார்பன், ஹைட்ரஜன் அளந்தறிதல்

ஒரு கரிமச் சேர்மத்தின் குறிப்பிட்ட அளவை எடுத்துக்கொண்டு அதனுடன் மிகையளவு உலர்ந்த தாமிர ஆக்சைடைக் கலந்து ஒரு சூளையில் சூடுபடுத்தினால் கரியமிலவாயு வெளிவரும்; சேர்மத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன் நீராக மாறும். இவ்விரண்டு பொருள்களையும் அளந்து பார்க்கவேண்டும். நீரை, நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடால் உறிஞ்சி அதன் எடையை அறிந்துகொள்ளலாம்; கரியமிலவாயுவை, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடால் உறிஞ்சி அதனுடைய எடையையும் அறிந்துகொள்ளலாம். உண்டாகிய நீர், கரியமிலவாயு ஆகியவற்றின் எடையிலிருந்து ஹைட்ரஜன், கரி ஆகியவற்றின் எடையைக் கணக்கிடலாம்.

கம்பி வடிவில் உள்ள தாமிர ஆக்சைடை ஓர் எரிகுழலில் வைத்துக் கொள்கிறோம். இதை அசையாமல் இருக்கச் செய்வதற்காக இதன் இருபுறமும் கல்நார் பஞ்சுகொண்டு இருத்துகிறோம். கரிமச் சேர்மத்தைச் சிறிதளவு ஒரு பீங்கான் படகில் எடுத்து அதன் எடையைத் துல்லியமாக அறிந்து கொள்கிறோம். இதனுடன் உலர்ந்த தாமிர ஆக்சைடையும் கலந்து இதை எரிகுழலில் வைக்கிறோம். புதிதாக எரிக்கப்பட்ட செம்புக்கம்பிச் சுருள் (இது பகுதியளவு தாமிர ஆக்சைடாக மாறி இருக்கும்) ஒன்றை எரிகுழலின் நுழைவு வழிப்பக்கம் வைக்கிறோம். பின்பு எரிகுழலின் இரு பக்கத்திலும் ஒற்றைத் துளையுள்ளதும், அத்துளையுள் கண்ணாடிக்குழாயும் பொருத்தப்பட்ட தக்கைகளால் அடைக்கிறோம். குழலின் வெளிக் குழாயின் வழியாக நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு கொண்ட ஒரு

U-வடிவக்குழாய் இணைக்கப்பட்டிருக்கும். இந்தக் குழாய்க்குப் பின் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கொண்டுள்ள கண்ணாடிக் குமிழ்கள் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. எரிகுழலின் நுழைவாயில் வழியே உலர்ந்த ஆக்சிஜனைச் செலுத்தி எரிகுழலிலுள்ள காற்றை அகற்றி அதில் ஆக்சிஜன் நிரம்பி இருக்கச் செய்யவேண்டும். கால்சியம் குளோரைடு குழாயினதும், பொட்டாஷ் குமிழ்களினதும் எடைகளை முதலில் தெரிந்துகொள்ளவேண்டும். பின்பு இவற்றை எரிகுழலுடன் இணைக்கவேண்டும்.

முதலில் வெளி வழியின் பக்கத்திலுள்ள அடுப்புகளை எரிக்க வேண்டும். தாமிர ஆக்சைடு சூடானபின், தாமிர கம்பிகளின் அடியிலுள்ள அடுப்புகளை எரிக்கவேண்டும். இறுதியில் பீங்கான் படகின் அடியிலுள்ள அடுப்புகளை எரிக்கவேண்டும். ஆக்சிஜன் இதற்கிடையே எரிகுழலுக்குள் சென்று கொண்டிருக்கவேண்டும்.



படம் 83

கரிமச் சேர்மம் ஆவியாக மாறும். இதன் ஆவி தாமிர ஆக்சைடுக்குள் செல்லும். இங்கு இது வினைபட்டு கரியமில வாயுவாகவும் நீராகவும் மாறுகிறது. இங்கு உண்டான நீர் கால்சியம் குளோரைடு கொண்ட குழாயில் பிடிபடுகிறது. கரியமிலவாயு பொட்டாஷ் குமிழ்களுக்குள் பிடிபடுகிறது. பொட்டாஷ் குமிழ்க்ளி லிருந்து விடுபடும் நீராவி மீண்டும் வெளியிலுள்ள கால்சியம் குளோரைடு குழாய்க்குள் பிடிபடும். கால்சியம் குளோரைடு குழாயின் எடையின் கூடுதல் நீரின் எடையாகும். பொட்டாஷ் குமிழிகளின் மிகை எடை கரியமில வாயுவின் எடையாகும்.

18கி. நீரில் 2கி. ஹைட்ரஜன் இருப்பதாலும், 44கி. க்ரியமில வாயுவில் 12கி. கரி இருப்பதாலும், இவ்விரண்டு தனிமங்களின் எடையை, ஆய்வில் உண்டாகிய நீர், க்ரியமிலவாயு ஆகிய

வற்றின் எடையிலிருந்து கணக்கிடலாம். இவற்றின் சத வீதத்தையும் கணக்கிடலாம்.

கணிப்பு :

சேர்மத்தின் எடை = x கி.

கால்சியம் குளோரைடு குழாயில் கூடுதலான எடை = y கி.

பொட்டாஷ் குமிழ்களின் கூடுதலான எடை = z கி.

18 பாகம் நீர் கொண்டுள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை 2 பாகம்

∴ y கி. நீர் கொண்டுள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை $= \frac{2}{18} \times y$ கி.

x கி. சேர்மத்தில் உள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை $= \frac{2}{18} \times y$ கி.

∴ 100 பாகம் சேர்மத்தில் உள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை அல்லது ஹைட்ரஜனின் சதவீதம் $= \frac{2}{18} \times \frac{y}{x} \times 100$

44 பாகம் கரியமில வாயுவில் உள்ள கரியின் எடை = 12 பாகம்

∴ z கி. கரியமிலவாயுவில் உள்ள கரியின் எடை $= \frac{12}{44} \times z$ கி.

x கி. சேர்மத்தில் உள்ள கரியின் எடை $= \frac{12}{44} \times z$ கி.

∴ 100 பாகம் சேர்மத்திலுலுள்ள கரியின் எடை அல்லது சேர்மத்திலுள்ள கரியின் சதவீதம் $= \frac{12}{44} \times \frac{z}{x} \times 100$

மாதிரிக் கணக்கு: 0.3852 கி. கரிமச்சேர்மம் ஒன்றை எரிக்கும் பொழுது 0.8010 கி. கரியமிலவாயுவும், 0.1636 கி. நீரும் கிடைக்கின்றன. இச் சேர்மத்திலுள்ள கரி, ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றில் சதவீதங்களைக் கணக்கிடுக.

44 பாகம் கரியமிலவாயுவில் உள்ள கரியின் எடை 12 பாகம்

∴ 0.8010 கி. கரியமில வாயுவில்

உள்ள கரியின் எடை $= \frac{12}{44} \times 0.8010$ கி.

∴ கரியின் சதவீதம் $= \frac{12}{44} \times \frac{0.8010}{0.3852} \times 100$

$= 56.71\%$

18 பாகம் நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை 2 பாகம்

∴ 0.1636 கி. நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜனின்

எடை $= \frac{2}{18} \times 0.1636$ கி.

∴ ஹைட்ர்ஜனின் சதவீதம் $= \frac{2}{18} \times \frac{0.1636}{0.3852}$

$= 4.72\%$

நைட்ரஜனை அளவிடல்

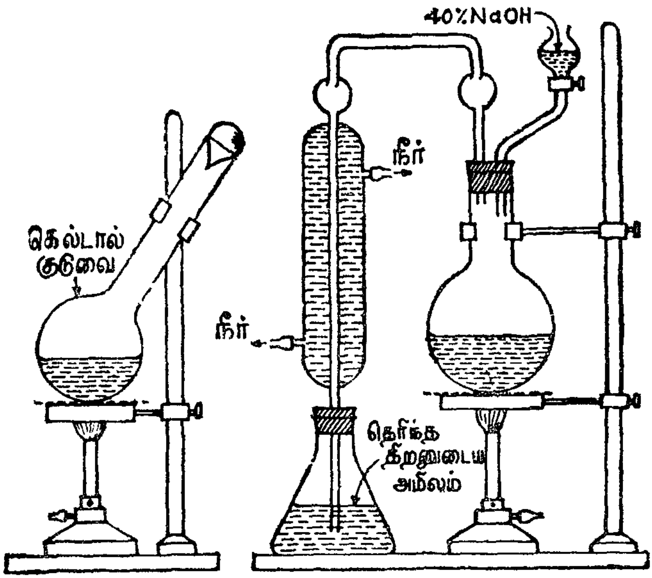
ஒரு கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜனை அளவிடுவதற்குப் பொதுவாக டூமாஸ் முறை, கெல்டால் முறை ஆகிய இரண்டு முறைகள் உள்ளன.

கெல்டால் முறை

நைட்ரஜன் உள்ள கரிமச் சேர்மத்தை, அடர் கந்தக அமிலத்துடன் காய்ச்சும்பொழுது, சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜன் முழுவதும் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டாக மாறுகிறது. இந்த அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டை, செறிந்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசலுடன் வினைப்படுத்தும் பொழுது அம்மோனியா வெளிவரும். இந்த அம்மோனியாவைக் கணிப்பதன் மூலம் சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜனின் அளவை அறியலாம்.

சுமார் அரை கிராம் கரிமச் சேர்மத்தைத் துல்லியமாக நிறுத்து எடுத்து அதைச் சுமார் 10 மிலி. பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்த்துப்பின் 20 மிலி. அடர்கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துக் கொள்ள வேண்டும். இதனுடன் ஒரு சொட்டு தாமிர சல்ஃபேட் கரைசலை வினை ஊக்கியாக எடுத்துக்கொள்ளலாம். இந்தக் கரைசலை நீண்ட கழுத்துடைய ஒரு குடுவையில் வைத்துக் காய்ச்ச வேண்டும். கலவையின் கொதிநிலையை உயர்த்துவதற்குப் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் பயன்படுகிறது. முதலில் கரைசல் கறுப்பு

நிறமடையும். இறுதியில் நிறமற்றதாக மாறும். குடுவையைச் குளிரவைத்து இதிலுள்ளவற்றை இன்னும் பெரிய குடுவையுள் மாற்றிக்கொள்ள வேண்டும். (படம் பார்க்க.)



படம் 84

இந்தக் குடுவையின் வாயில் இரு துளையிட்ட தக்கை ஒன்றைச் செருக வேண்டும். ஒரு துளை வழியே ஒரு விரிபுனலையும், மற்றைய துளை வழியே ஒரு விடுகுழாயையும் செருக வேண்டும். விடுகுழாயை ஒரு குளிர்கலத்தில் இணைத்து குளிர்கலத்தின் மறு முனையை, வலிமை அளவு தெரிந்த அமிலக் கரைசலினுள் அமிழ்ந் திருக்குமாறு அமைக்க வேண்டும். பிரிபுனலில் 40% சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு இதைக் குடுவைக் குள் விடவேண்டும். குடுவையிலுள்ள அம்மோனியம் சல்ஃபேட் அம்மோனியாவாக மாறும். இந்த அம்மோனியா வெளியிலுள்ள குடுவையுள் சென்று அங்குள்ள அமிலத்தால் முறிக்கப்படும். வெளிக் குடுவையில் தேவைக்கதிகமான அளந்தெடுக்கப்பட்ட அமிலம் இருக்கிறது. எனவே அம்மோனியாவை முறித்ததுபோக மிகையளவு அமிலம் இருக்கும். இதன் அளவைப் பருமனறி முறித் தல் முறையில் கணிக்கலாம்.

கணிப்பு

கரிமச் சேர்மத்தின் எடை W கி. என வைத்துக் கொள்வோம். ஆய்வில் V மிலி. அமிலத்தைப் பயன்படுத்தியதாகக் கொள்வோம். இந்த அமிலத்தின் வலிவு - 1 நார்மல் N எனக் கொள்வோம்.

V மிலி. (N) அமிலம் = V மிலி. (N). அம்மோனியா

1000 V மிலி. (N) அம்மோனியாக் கரைசலில் இருப்பது 17 கி அம்மோனியா அல்லது 14 கி. நைட்ரஜன்

∴ V மிலி. அம்மோனியாவில் உள்ள நைட்ரஜனின் அளவு $= \frac{14}{1000} \times V$ கி.

$= 0.014 \times V$ கி.

W கி. சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜனின் எடை $= 0.014 \times V$ கி.

∴ சேர்மத்தில் உள்ள நைட்ரஜனின் சதவீதம் $= \frac{0.014 \times V}{W} \times 100$

மாதிரிக் கணக்கு : ஒரு கெல்டால் முறையில் 0.442 கரிமச் சேர்மத்திலிருந்து கிடைத்த அம்மோனியா 50 மிலி. $\frac{N}{10}$ கந்தக அமிலத்துடன் செலுத்தப்பட்டது. எஞ்சிய அமிலத்தை முறிப்பதற்கு 14 மிலி. $\frac{N}{10}$ சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு தேவைப்பட்டது. இந்த விவரங்களைக் கொண்டு கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜனின் சதவீதத்தை கணக்கிடவும்.

கரிமச் சேர்மத்தின் எடை 0.442 கி.

எடுத்துக்கொண்ட $\frac{N}{10}$ H_2SO_4-ன் மொத்த அளவு 50 மிலி.

இதில் எஞ்சிய அளவைக் கணிப்பதற்கு, இந்த எஞ்சிய அளவு அமிலத்தை முறிப்பதற்கு வேண்டிய காரத்தின் அளவு தெரிய வேண்டும். இதற்குரிய காரத்தின் அளவு 14 மிலி. $\frac{10}{N}$ NaOH

∵ எஞ்சிய அமிலத்தின் அளவு 14 மிலி. (N)

∴ பயன்பட்ட அமிலத்தின் அளவு = 50—14 (அ-து.) 36 மிலி. (N)

1000 மிலி, N அம்மோனியாவில் உள்ள நைட்ரஜன் 14 கி.

∴ 1 மிலி. N அம்மோனியா = 0.014 கி. நைட்ரஜன்
∴ 36 மிலி. N அம்மோனியா = 36×0.014 கி.
36 மிலி. 0.1 N அம்மோனியா = 3.6×0.014 கி.

$$\text{நைட்ரஜனின் சதவீதம்} = \frac{3.6 \times 0.014}{0.442} \times 100$$

$$= \frac{3.6 \times 1.4}{0.442}$$

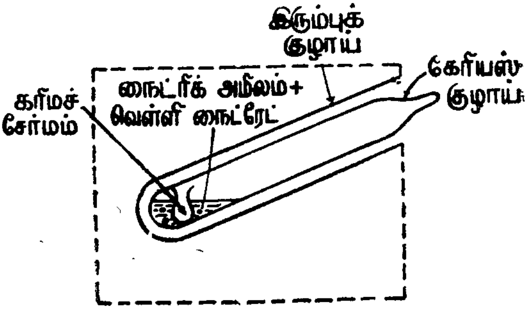
$$= 11.4\%$$

உப்பீனிகளை அளவிடல்

காரியஸ் முறை (Carius method): உப்பீனிகளை அளவிடுவதற்குக் கரிமச் சேர்மத்தை வெள்ளி நைட்ரேட்டுடனும் புகையும் நைட்ரிக் அமிலத்துடனும் காய்ச்சும்பொழுது சேர்மத்திலுள்ள உப்பீனி, அயனியாக மாறுகிறது. உப்பீனி அயனி வெள்ளி அயனியுடன் இணைந்து வெள்ளி ஹாலைடு ஏற்படுகிறது. இந்த வெள்ளி ஹாலைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது. இதை வடிகட்டி, உலர்த்தி இதனுடைய அளவைத் தெரிந்து கொள்ளலாம்.

சுமார் 0.2 கி கரிமச் சேர்மத்தைத் துல்லியமாக ஒரு சிறிய கண்ணாடிக் குழாயில் நிறுத்து எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இந்தக் குழாயை, புகையும் நைட்ரிக் அமிலமும் வெள்ளி நைட்ரேட்டும் கொண்டுள்ள ஒரு காரியஸ் குழாய்க்குள் போட வேண்டும். காரியஸ் குழாயின் வாய்ப்பகுதியை நெருப்பில் உருக்கி அடைத்துவிட வேண்டும். பின்பு இந்தக் குழாயை சூளையில் வைத்து சுமார் 5 அல்லது 6 மணி நேரம் காய்ச்ச வேண்டும். கரிமச் சேர்மம் சிதைந்து, அதிலுள்ள உப்பீனி வெள்ளி அயனியுடன் சேர்ந்து வெள்ளி ஹாலைடாகப் படிகிறது. காரியஸ் குழாயை ஆறவிட்டுப் பின் இதன் வாயை உடைத்துத் திறக்க வேண்டும். படிந்த வெள்ளி ஹாலைடை வடிகட்டி, கழுவி, உலர்த்தி அதன் எடையைக் கணிக்க வேண்டும்.

ஆய்வுக்கு எடுத்துக் கொண்ட சேர்மத்தின் எடையை x கி. எனக் கொள்வோம். வெள்ளி ஹாலைடின் எடையை y கி. எனக் கொள்வோம். ஒரு கிராம் மூலக்கூறு எடை வெள்ளிக் குளோரைடின், AgCl (108+35.45) கி. அளவு அல்லது இதில் அடங்கியுள்ள குளோரின் அளவு 35.45கி.



படம் 85

$$\text{குளோரினின் சதவீதம்} = \frac{35.45}{143.45} \times \frac{y}{x} \times 100$$

$$\text{புரோமினின் சதவீதம்} = \frac{80}{188} \times \frac{y}{x} \times 100$$

$$\text{அயோடினின் சதவீதம்} = \frac{127}{235} \times \frac{y}{x} \times 100$$

மாதிரிக் கணக்கு : புரோமின் உள்ள கரிமச் சேர்மம் ஒன்றின் 0.3321 கி. காரியஸ் முறையில் 0.5112 கி. வெள்ளி புரோமைடைக் கொடுத்தது. அந்தச் சேர்மத்திலுள்ள புரோமினின் சதவீதத்தைக் கணிக்க.

வெள்ளி புரோமைடில் உள்ள புரோமினின் அளவை

$AgBr = Br$ என்ற சமன்பாட்டிலிருந்து பெறலாம்.

$AgBr = 108 + 80$ (அ-து.) 188

$Br = 80$

188 பாகம் வெள்ளி புரோமைடில் உள்ள புரோமினின் எடை 80 பாகம்

∴ 0.5112 கி. வெள்ளி புரோமைடிலுள்ள

$$\text{புரோமினின் எடை} = \frac{80}{188} \times 0.5112 \text{ கி.}$$

$$\text{புரோமினின் சதவீதம்} = \frac{80}{188} \times \frac{0.5112}{0.3321} \times 100$$
$$= 65.5\ \%$$

கந்தகத்தை அளவிடல் (காரியஸ் முறை)

இதுவும் உப்பீனி அளவிடும் முறை போன்றதே. எடை தெரிந்த ஒரு கரிமச் சேர்மத்தைப் புகையும் நைட்ரிக் அமிலத்துடன், எரிக்கும் பொழுது சேர்மத்திலுள்ள கந்தகம் கந்தக அமிலமாக மாறுகிறது. இந்தக் கந்தக அமிலத்துடன் பேரியம் குளோரைடைச் சேர்க்கும் பொழுது பேரியம் சல்ஃபேட் படிகிறது. இதனை வடிகட்டிப் பிரித்தெடுத்துக் கழுவி உலர்த்தி அதன் எடையை அறிந்துகொள்ள வேண்டும். இதன் மூலம் கந்தகத்தின் எடையை அறிந்துகொள்ளலாம்.

காரியஸ் முறையில் அளவிடுவதற்கு எடுத்துக்கொண்ட கரிமச் சேர்மத்தின் எடையை x என்று கொள்வோம். இதனின்றும் கிடைத்த பேரியம் சல்ஃபேட்டின் எடையை y எனக் கொள்வோம். பேரியம் சல்ஃபேட்டிலிருந்து கிடைக்கும் கந்தகத்தின் அளவைப் பின் வரும் சமன்பாட்டிலுள்ள அளவுகளால் அறியலாம் :

$BaSO_4$ மூலக்கூறு எடை Ba + S + 4 × O

அதாவது 137 + 32 + 64 அல்லது 233.

233 பாகம் பேரியம் சல்ஃபேட்டிலிருக்கும் கந்தகத்தின் அளவு 32 பாகம்

$$\left.\begin{array}{r}\text{y பாகம் பேரியம் சல்ஃபேட்டிலிருக்கும்}\\ \text{கந்தகத்தின் அளவு}\end{array}\right\} = \frac{32}{233} \times \text{y பாகம்}$$

$$\text{கரிமச் சேர்மத்தில் கந்தகத்தின் சதவீதம்} = \frac{32}{233} \times \frac{y}{x} \times 100$$

மாதிரிக் கணக்கு : கரிமச் சேர்மம் ஒன்றின் 0.2315 கிராமிலிருந்து காரியஸ் முறைப்படி 0.6956 கி. பேரியம் சல்ஃபேட் கிடைத்தது, சேர்மத்திலுள்ள கந்தகத்தின் சதவீதத்தைக் கணக்கிடுக.

$$\left.\begin{array}{r}\text{233 பாகம் பேரியம் சல்ஃபேட்டில்} \\ \text{உள்ள கந்தகத்தின் எடை}\end{array}\right\} = \text{32 பாகம்}$$

$$\left.\begin{array}{r}\text{0.6956 கி. பேரியம் சல்ஃபேட்டிலுள்ள} \\ \text{கந்தகத்தின் எடை}\end{array}\right\} = \frac{32}{233} \times 0.6956$$

$$\text{கந்தகத்தின் சதவீதம்} = \frac{32}{233} \times \frac{0.6956}{0.2315} \times 100$$

$$= 40.3\ \%$$

ஆக்சிஜனை அளவிடல்

ஒரு கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள ஆக்சிஜனின் அளவை நேரடியாக அளவிடற்குரிய முறை எதுவும் இல்லை. ஒரு சேர்மத்திலுள்ள மற்றைத் தனிமங்களின் அளவைக் கணித்தபின் எஞ்சியிருக்கும் அளவு ஆக்சிஜனின் அளவு என்று கணித்துக்கொள்கிறோம்.

விதாசார வாய்பாடும், மூலக்கூறு வாய்பாடும்

ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாடு அச் சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கும் குறியீடு ஆகும். ஒரு சேர்மத்தினுள்ள அணுக்களைக் குறிக்கின்ற மிக எளிய அல்லது சுருக்கமான வாய்பாடு விதாசார வாய்பாடு ஆகும். இது சேர்மத்தி லுள்ள தனிமங்களின் அணுக்களின் எண்ணிக்கை விதாசாரத்தைக் குறிக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, அசெட்டிக் அமிலத்தின் விதாசார வாய்பாடு CH_2O ஆகும்; எத்திலீன் வாய்பாடு C_2H_2 ஆகும். இந்த வாய்பாடுகளில் கரி, ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய அணுக்களின் விகிதத்தையே இந்த வாய்பாடுகள் குறிக்கும். எத்திலீனில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அதிலுள்ள கரி அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் போன்று இரண்டு மடங்கு என்பதையே CH_2 என்ற வாய்பாடு குறிக்கும்.

மூலக்கூறு வாய்பாடு, சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறு, அதிலடங்கி யுள்ள வெவ்வேறு தனிமங்களின் எத்தனை அணுக்கள் அடங்கி யுள்ளன என்பதைக் குறிக்கும். அசெட்டிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $C_2H_4O_2$; எத்திலீனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_2H_4. அசெட்டிக் அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறு 2 கரி அணுக்கள், 4 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள், 2 ஆக்சிஜன் அணுக்கள் ஆகியவற்றைக் கொண்டு அமைகிறது. எத்திலீன் மூலக்கூறு ஒன்று 2 கரி அணுக்களும், 4 ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் சேர்ந்து ஏற்படும்.

ஒரு சேர்மத்தின் வீத வாய்பாடு, மூலக்கூறு வாய்பாடு ஆகியவற்றைக் கண்டறியும் படிப்படியான வழிகள்:

முதலில் சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் தனித்தனியான வீதாசாரங்களை அறிந்துகொள்ள வேண்டும். பின்பு,

1. ஒவ்வொரு தனிமத்தின் வீதாசாரத்தையும் அதனுடைய அணுஎடை எண்ணால் வகுக்கவேண்டும்.
2. இவ்வாறு கிடைத்த ஈவுகளுக்கிடையேயுள்ள வீதாசாரத்தைச் சுருக்கமான வீதாசாரமாக மாற்றவேண்டும்.
3. இந்த வீதாசாரத்தின் எண்கள் முழு எண்களாக அமையும் சுருக்கமான வீதாசாரமாக இருக்கவேண்டும்.
4. இந்த எண்களைக் கொண்டு சுருக்கமான வாய்பாடு எழுத வேண்டும்.
5. இந்த வாய்பாட்டிற்குரிய மூலக்கூறு எடையைக் கணிக்க வேண்டும்.
6. மூலக்கூறு வாய்பாடு கணிப்பதற்கு
மூலக்கூறு வாய்பாடு = (வீதாசார வாய்பாடு)n என்ற வாய்பாட்டைப் பயன்படுத்திப் பெற வேண்டும்;

$$\text{இங்கு n என்பது} = \frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{\text{வீதாசார வாய்பாடு எடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு: கரிமச் சேர்மம் ஒன்றில் கரி 40%, ஹைட்ரஜன் 13.33%, நைட்ரஜன் 46.67% இருக்கின்றன. இத்தனிமத்தின் மூலக்கூறு எடை 60. இதன் வீத வாய்பாடு மூலக்கூறு வாய்பாடு ஆகியவற்றைக் கணிக்க.

தனிமங்களின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை அறிய அவற்றின் எடையை அவற்றின் அணு எடைகளால் வகுக்கிறோம். அவற்றைக் கீழ்க்கண்டவாறு காணலாம்.

தனிமம்	வீதாசாரம்	வீதாசாரம் / அணு எடை எண்	ஈவு
கரி	40	40 ÷ 12	3.33
ஹைட்ரஜன்	13.33	13.33 ÷ 1	13.33
நைட்ரஜன்	46.67	46.67 ÷ 14	3.33

சுருக்கமான வாய்பாடு CH_4N. இதுவே வீத வாய்பாடு.

வீத வாய்பாட்டு எடை 12 + 4 + 14 அல்லது 30

மூலக்கூறு எடை = 60

எனவே மூலக்கூறு வாய்பாடு வீத வாய்பாட்டைப்போல் இரட்டிப்பானது மூலக்கூறு வாய்பாடு $C_2H_8N_2$

மாதிரிக் கணக்கு: கரிமச் சேர்மம் ஒன்று கரி 31.17%. ஹைட்ரஜன் 6.49% கொண்டுள்ளது. இதன் 0.185 கி. காரியஸ் முறைப்படி 0.280 கி. பேரியம் சல்ஃபேட்டைக் கொடுத்தது. இவ் விவரங்களைக் கொண்டு சேர்மத்தின் சுருக்கமான வாய்பாட்டைக் கணிக்க சேர்மத்திலுள்ள கந்தகத்தின் அளவை முதலில் கணிக்கலாம்.

0.280 கி. பேரியம் சல்ஃபேட்டில் உள்ள கந்தகத்தின் எடை

$$= \frac{0.280}{233} \times 32 \text{ கி.}$$

0.185 கி. சேர்மத்தில் உள்ள கந்தகத்தின் எடை

$$= \frac{0.280}{233} \times 32 \text{ கி.}$$

∴ சேர்மத்தில் கந்தகத்தின் சதவீதம் $= \frac{0.280}{233} \times \frac{32}{0.185} \times 100$

$$\text{கரி} + \text{ஹைட்ரஜன்} + \text{கந்தகம்} = 31.17 + 6.49 + 20.78$$
$$= 58.44$$

இந்த அளவு 100%-க்கு குறைவாக இருப்பதால், மீதி அளவு ஆக்சிஜன் என்று வைத்துக் கொள்கிறோம்.

$$\text{ஆக்சிஜன் சதவீதம்} = 100 - 58.44$$
$$= 41.56\%$$

தனிமம்	சதவீதம்	சதவீதம் ÷ அணுஎடை	ஈவு
கரி	31.17	31.17 ÷ 12	2.6
ஹைட்ரஜன்	6.49	6.49 ÷ 1	6.49
கந்தகம்	20.78	20.78 ÷ 32	0.649
ஆக்சிஜன்	41.56	41.56 ÷ 16	2.6

ஈவுகளின் வீதாசாரத்தை முழு எண்ணாக மாற்றும் முறை. இவற்றின் மிகச் சிறிய எண்ணை ஒன்று என்று கொண்டு மற்றையவற்றின் மதிப்பைக் காண்கிறோம்:

$$\frac{2.6}{0.649} : \frac{6.49}{0.649} : \frac{0.649}{0.649} : \frac{2.6}{0.649}$$

இது 4 : 10 : 1 : 4 என்றாகிறது.

எனவே சுருக்கமான வாய்பாடு $C_4H_{10}SO_4$

மாதிரிக் கணக்கு : கரிமச் சேர்மம் ஒன்றில் கரி, ஹைட்ரஜன் ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், குளோரின் ஆகியன இருக்கின்றன. இந்தச் சேர்மத்தை எரிக்கும்பொழுது 0.1852 கி. சேர்மத்திலிருந்து 0.8010 கி. கரியமில வாயுவும், 0.1636 கி. நீரும் கிடைத்தன. சேர்மந்தின் 0.132 கி. 9.12 மி.லி. நைட்ரஜனை 15°C வெப்ப நிலையிலும் 768 மி.மீ. அழுத்த நிலையிலும் கொடுத்தது. சேர்மத்தின் 0.165 கி. காரியஸ் முறைப்படி 0.1397 கி. வெள்ளிக் குளோரைடைக் கொடுத்தது. சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை 170. மேற்கண்ட விவரங்களைக் கொண்டு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கணிக்க.

44 கி. CO_2-ல் உள்ள கரியின் அளவு 12 கி.

$$\therefore 0.8010 \text{ கி, கரியமிலவாயுவில் உள்ள கரி} = \frac{12}{44} \times 0.8010 \text{ கி.}$$

$$\text{கரியின் சதவீதம்} = \frac{12}{44} \times \frac{0.8010}{0.3852} \times 100$$

$$= 56.17\ \%$$

சேர்மத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன், அதனின்றும் கிடைத்த நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜனின் அளவேயாகும்.

$$0.1636 \text{ கி. நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜன்} = \frac{0.1636 \times 2}{18} \text{ கி.}$$

$$\text{சேர்மத்தில் ஹைட்ரஜனின் சதவீதம்} = \frac{0.1636 \times 2 \times 100}{18 \times 0.3852}$$

$$\doteq 4.72\ \%$$

நைட்ரஜனின் சதவீதத்தைக் கணித்தல்

$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$ என்ற வாய்பாட்டைப் பயன்படுத்தித் திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் நைட்ரஜனின் பருமனைக் கணிக்கிறோம்.

$P = 768$ மி.மீ.	$P_0 = 760$ மி.மீ.
$V = 9.12$ மி.லி.	$V_0 = \ ?$
$T = 273+15 = 288°K$	$T_0 = 273°K$

$$\frac{760 \times V_0}{273} = \frac{768 \times 9.12}{288}$$

$$\therefore V_0 = \frac{768 \times 9.12}{288} \times \frac{273}{760}$$

22400 மிலி. நைட்ரஜனின் எடை 28 கி.

$$V_0 \text{ மிலி. நைட்ரஜனின் எடை } = \frac{28}{22400} \times \frac{768 \times 9.12}{288} \times \frac{273}{760}$$

$$= 0.01092 \text{ கி.}$$

$$\text{நைட்ரஜனின் சதவீதம் } = \frac{0.01092}{0.132} \times 100$$

$$= 8.275\ \%$$

குளோரினின் சதவீதம்

143.5 கி. வெள்ளிக் குளோரைடில் உள்ள குளோரின் 35.5 கி.

$$\left.\begin{array}{l}\text{0.1397 கி. வெள்ளிக் குளோ}\\ \text{ரைடிலுள்ள குளோரின்}\end{array}\right\} = \frac{35.5}{143.5} \times 0.1397 \text{ கி.}$$

$$\text{குளோரின் சதவீதம் } = \frac{35.5}{143.5} \times \frac{0.1397}{0.165} \times 100$$

$$= 20.95\ \%$$

$$\text{ஆக்சிஜனின் சதவீதம் } 100 - (56.71 + 4.72 + 8.27 + 20.95)$$

$$= 100 - 90.65$$

$$= 9.35\ \%$$

தனிமங்களின் அணுக்களின் எண்ணிக்கை விதாசாரத்தைக் கணிக்கலாம்.

தனிமம்	விதாசாரம்	விதாசாரம் / அணுஎடை எண்	ஈவு
கரி	56.71	$56.71 \div 12$	4.73
ஹைடிரஜன்	4.72	$4.72 \div 1$	4.72
நைட்ரஜன்	8.27	$8.27 \div 14$	0.584
குளோரின்	20.95	$20.95 \div 35.5$	0.590
ஆக்சிஜன்	9.35	$9.35 \div 16$	0.590

அணுக்களின் எண்ணிக்கை விதாசாரத்தை முழு எண்களாலான விதாசாரமாக மாற்றுகிறோம். ஈவுகளிலுள்ள மிகச் சிறிய

எண்ணான 0.584ஆல் எல்லா ஈவுகளையும் வகுக்கிறோம். இதனால் ஏற்படும் வீதாசாரம் வருமாறு :

$$\frac{4.73}{0.584} : \frac{4.72}{0.584} : \frac{0.584}{0.584} : \frac{0.590}{0.584} : \frac{0.590}{0.590}$$

$$8 : 8 : 1 : 1 : 1$$

வீதாசார வாய்பாடு C_8H_8NClO.

வீதாசார அல்லது சுருக்க வாய்பாடு எடை

$$= (8 \times 12) + 8 + 14 + 35.5 + 16$$
$$= 169.5$$

மூலக்கூறு எடை = 170

சுருக்க வாய்பாடு எடை, மூலக்கூறு எடைக்குச் சமமாக இருப்பதால் சுருக்க வாய்பாடு மூலக்கூறு வாய்பாடாக அமைகிறது.

மூலக்கூறு வாய்பாடு C_8H_8ONCl

வினாக்கள்

1. கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள கரி, ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் அளவைக் கணிக்கும் முறையை விவரிக்க.

2. கெல்டால் முறைப்படி நைட்ரஜனை அளவிடுவது எப்படி விளக்குக.

3. கரிமச் சேர்மம் ஒன்றிலுள்ள கந்தகம், உப்பீனி ஆகியவற்றை அளவிடுவது எப்படி?

4. யூரியாவிலுள்ள தனிமங்களின் வீதாசாரத்தைக் கணிக்கும் முறையை விளக்குக.

5. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களில் உள்ள தனிமங்களின் எடை வீதாசாரத்தை அளப்பது எப்படி எனச் சுருக்கமாக விளக்குக :—

   (a) ஈத்தனாயில் குளோரைடு
   (b) புரோப்பனோன்
   (c) ஈத்தேனமைடு
   (d) ஈத்தேன் தயால்

கணக்குகள்

1. ஒரு சேர்மத்தைப் பகுத்து ஆய்ந்ததில் பின்வரும் விவரங்கள் கிடைத்தன. சேர்மத்தின் 0.78 கி. எரிந்தபின் 2.64 கி. கார்பன் டைஆக்சைடையும், 0.54 கி. நீரையும் கொடுத்தது. சேர்மத்திலுள்ள கரி, ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

2. கரிமச் சேர்மம் ஒன்றின் 0.1647 கி. எரித்தபொழுது 0.3418 கி. CO_2-ஐயும் 0.0835 கி. நீரையும் கொடுத்தது. சேர்மத்திலுள்ள கரி, ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

3. கரிமச் சேர்மம் ஒன்றைப் பகுத்ததில் கிடைக்கும் விவரம் :

   (a) சேர்மத்தின் 0.73 கி. 1.32 கி. கார்பன் டைஆக்சைடையும், 0.6 கி. நீரையும் கொடுத்தது.

   (b) 0.365 கி. சேர்மம் திட்டவெப்ப அழுத்த நிலையில் 56மிலி. நைட்ரஜனைக் கொடுத்தது.

   சேர்மத்திலுள்ள கரி, ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

4. கெல்டால் முறைக் கணிப்பில் 0.305 கி. சேர்மம் ஒன்று 50 மிலி. (0.1N) கந்தக அமிலத்துள் வடித்து விடப்பட்டது. மிகையாக உள்ள கந்தக அமிலத்தை 24.9 மிலி. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு முறித்தது. சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜனின் வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

5. கரிமச் சேர்மம் ஒன்றின் 0.364 கி. கெல்டால் முறைப்படி வெளியிட்ட அம்மோனியா 70 மிலி. 0.2N கந்தக அமிலத்தினுள் விடப்பட்டது. மிகையான கந்தக அமிலத்தை முறிப்பதற்கு 40 மிலி. 0.2 N சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு தேவைப்பட்டது. சேர்மத்திலுள்ள நைட்ரஜனின் வீதத்தைக் கணிக்க.

6. கரிமச் சேர்மம் ஒன்றின் 0.4 கி. காரியஸ் முறையில் 0.746 கி. போரியம் சல்ஃபேட்டைக் கொடுத்தது. சேர்மத்திலுள்ள கந்தகத்தின் வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

7. கரிமச் சேர்மம் ஒன்றின் 0.301 கி. காரியஸ் முறையில் 0.282 கி. வெள்ளி புரோமைடைக். கொடுத்தது. சேர்மத்திலுள்ள வீதத்தைக் கணக்கிடுக.

8. கரிமச் சேர்மம் ஒன்றின் பகுப்பாய்வில் பின்வரும் அளவுகள் கிடைத்தன. கரி 70.61% ஹைட்ரஜன் 12.90%, நைட்ரஜன் 16.40% சேர்மத்தின் சுருக்க வாய்ப்பாடு என்ன ?

9. பின்வரும் அளவுகள் ஒரு சேர்மத்தின் பகுப்பாய்வில் கிடைத்தன: கரி 26·09%, ஹைட்ரஜன் 4.89%, அயோடின் 69·02%—சேர்மத்தின் சுருக்க வாய்பாட்டைக் கணக்கிடுக.

10. கரிமச் சேர்மம் ஒன்று பின்வரும் அளவுகளின் தனிமங்களைக் கொண்டிருக்கிறது.

கரி 54.55%, ஹைட்ரஜன் 9 09%, சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை எண் 88 ஆயின் இதன் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் குறிக்க.

11. ஒரு கரிமச் சேர்மத்தில் கரி 52.17%, ஹைட்ரஜன் 13.05% உள்ளன. சேர்மத்தின் ஆவி செறிவு 23. இதன் சுருக்க வாய்பாடு, மூலக்கூறு வாய்பாடு இரண்டையும் கணக்கிடுக.

12. புரோமின் உள்ள ஒரு கரிமச் சேர்மத்தின் பகுப்பாய்விலிருந்து பின்வரும் விவரங்கள் கிடைத்தன-

(a) 0.246 கி. சேர்மம் எரிக்கும் பொழுது 0.198 கி. கார்பன் டைஆக்சைடையும், 0.1014 கி. நீரையும் கொடுத்தது.

(b) காரியஸ் முறைப்படி 0.37 கி. சேர்மம் 0.638 கி. வெள்ளி புரோமைடைக் கொடுத்தது.
சேர்மத்தின் ஆவி அடர்த்தி 54.5 ஆயின் அதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு என்ன?

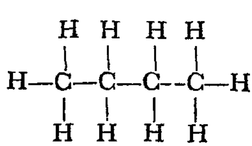
அத்தியாயம் 5

கட்டுமான மாற்றியமும் முப்பரிமாண மாற்றியமும்

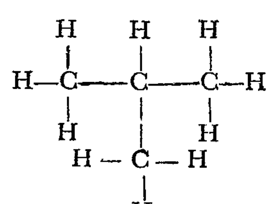
ஒரு சேர்மத்திற்குரிய மூலக்கூறு வாய்பாடு தெரிந்தபின் அதன் கட்டுமானத்தை அறியவேண்டும். கரிமச் சேர்மங்களின் இயல்புகள் அவற்றின் மூலக்கூறு அமைப்பைப் பொறுத்தே அமைகின்றன. சேர்மத்தின் வேதி இயல்பு அதன் மூலக்கூறில் உள்ள வினைபடு தொகுதியைப் பொறுத்தது. ஒரு மூலக்கூறு வாய்பாட்டை ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட கட்டுமான அமைப்பு வாய்பாட்டால் அமைக்க இயலும். இந்தத் தோற்றப்பாட்டிற்கு **'மாற்றியம்'** (isomerism) என்று பெயர். ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாடு கொண்டு பலவிதக் கட்டுமான அமைப்புள்ள சேர்மங்களுக்கு 'மாற்றுகள்' (isomers) என்று பெயர்.

மாற்றியத்தைக் கட்டுமான மாற்றியம், கனபரிமாண மாற்றியம் (Stereoisomerism) என இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்கள் இணைந்த கட்டுமானத்தில் வேற்றுமை ஏற்படின் அவ்வகையைக் கட்டுமான மாற்றியம் என்றும், முப்பரிமாண அளவில் மாற்றங்கள் ஏற்படின் அதை முப்பரிமாண அல்லது கனபரிமாண மாற்றியம் என்றும் குறிப்பிடுகிறோம். கட்டுமான மாற்றுகளில் ஒரே வகையான ஒரே எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்கள் இருப்பினும், அவ்வணுக்களிடையேயுள்ள பிணைப்பில் வேற்றுமை ஏற்படும். கட்டமைப்பு மாற்றங்கள் பல வகைப்படும்.

கரி அணுத் தொடர் மாற்றியம்: கரி அணுக்களின் அமைப்பினால் வேறுபாடு ஏற்படுவது இந்தவகை மாற்றியம். எடுத்துக் காட்டாக n-பியூட்டேன், ஐசோபியூட்டேன் ஆகியவை இரண்டு வெவ்வேறு அமைப்பு கொண்ட கரி அணுத் தொடர்களைக் கொண்டவை. அவை:

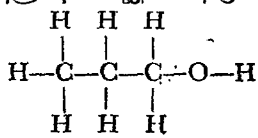


n-பியூட்டேன்
(நேர் சங்கிலித் தொடர்)

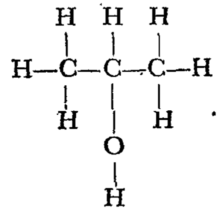


ஐசோபியூட்டேன்
(கிளையுள்ள சங்கிலித் தொடர்)

இட மாற்றியம்: ஒரேவிதமான கரி அணுக்களின் தொகுப்பைப் பெற்று, ஆனால் வினைபடு தொகுதியின் சார்பு இடம் மாறுபடுவதால் இவ்வகை மாற்றியம் ஏற்படுகிறது. புரோப்பைல் ஆல்கஹால், ஐசோப்புரோப்பைல் ஆல்கஹால் ஆகியவற்றில் வினைபடு தொகுதி-OH ஆகும். இது இவ்விரண்டு சேர்மத்திலும் வெவ்வேறு கரி அணுவுடன் இணைந்து மாற்றுகளைக் கொடுக்கிறது.



புரோப்பைல் ஆல்கஹால்
(1-புரோப்பனால்)



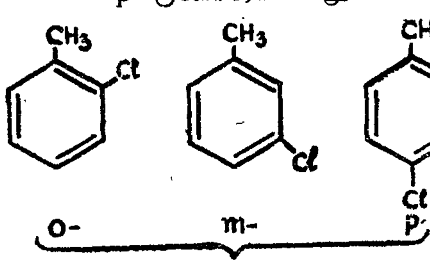
ஐசோ புரோப்பைல் ஆல்கஹால்
(2-புரோப்பனால்)

α, β, γ, ஹைட்ராக்சி பியூட்டிரிக் அமிலங்களின் இடமாற்றுகள் பின்வருமாறு :

$CH_3CH_2CH(OH)COOH$, $CH_3CH(OH)CH_2COOH$, $CH_2(OH)CH_2CH_2COOH$

பென்சீனில் இரண்டு தொகுதிகள் இணைந்திருக்கும் சேர்மங்களில் இவ்வகை மாற்றுகள் ஏற்படும். மீதைல்-CH_3, குளோரின்-Cl ஆகிய இரண்டு தொகுதிகள் பென்சீன் வளையத்தில் இணைந்திருந்தால் இவை மூன்று மாற்றுகளைக் கொடுக்கும். அவை :

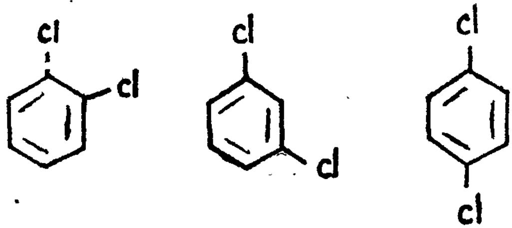
o - குளோரோடொலுவீன்
m- குளோரோடொலுவீன்
p - குளோரோடொலுவீன்



குளோரோடொலுவீன்கள்

படம் 86

(o—, m—, p— என்பன முறையே ஆர்த்தோ, மெட்டா, பாரா என வாசிக்கப்படவேண்டும்.)



படம் 87

இவை முறையே o-இருகுளோரோ, m-இருகுளோரோ, p–இருகுளோரோ பென்சீன்களாகும். இவற்றை எண்களைக் கொண்ட பெயர்களாலும் குறிக்கலாம். அவை, முறையே 1 : 2 இருகுளோரோ, 1 : 3 இருகுளோரோ, 1 : 4 இருகுளோரோ பென்சீன்கள்.

வினைபடு தொகுதி மாற்றியம்: ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாடு, அதற்குரிய கட்டுமான வாய்பாட்டில் வெவ்வேறு விதமான வினைபடு தொகுதிகளைக் கொண்ட அமைப்புகள் ஏற்படுவது வினைபடு தொகுதி மாற்றியம். C_2H_6O என்ற வாய்பாடு.

CH_3CH_2OH ஆகிய எத்னாலையும்

$CH_3—O—CH_3$ ஆகிய மீத்தாக்சி மீத்தேனையும் குறிக்கும். இந்த மாற்றுகளில் எத்தனால் ஆல்கஹால் வகைச் சேர்மம். இதன் வினைபடு தொகுதி-OH ஆகும்; மீத்தாக்சி மீதேன் ஓர் ஈதர் வகைச் சேர்மம். இதன் வினைபடு தொகுதி-O ஆகும்.

இதுபோலவே புரோப்பனோன் CH_3 $COCH_3$ புரோப்பேன்யால் CH_3 CH_2 CHO ஆகிய இரண்டு வெவ்வேறு வகைச் சேர்மங்களை ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாடு குறிக்கும்.

இணை மாற்றியம்: கரி அணு தவிர மற்றைய அணுக்களுடன் இணைந்திருக்கும் கரி அணுத்தொடர் இணைந்திருப்பதில் மாற்று ஏற்படுவது இவ்வகை மாற்றியம். இரு ஈத்தைல் ஈதர், C_2H_5-O -C_2H_5, மீத்தைல் புரோப்பைல் ஈதர் CH_3-$OCH_2CH_2CH_3$ ஆகியவை இணைமாற்றங்கள். இதுபோலவே புரோப்பைல் அமீன் $CH_3CH_2CH_2NH_2$, ஈதைல் மீதைல் அமீன் C_2H_5-NH-CH_3 மும்மீத்தைல் அமீன் $N(CH)_3$ ஆகியவை இணைமாற்றுகள்.

இயங்கு சமநிலை மாற்றியம்: ஒரு கரிமச் சேர்மம் இரண்டு வகையான வினைபடு தொகுதிகளுக்குரிய இயல்புகளைக் கொண்டு, ஒரே பொருளாக இயங்குவது இவ்வகை மாற்றியத்தின் சிறப் பியல்பு. இவ்விரு மாற்றுகளும் ஒன்று மற்றொன்றாக இயங்கி ஒரு

சமநிலையில் இருக்கும் அசெட்டைல் அசெட்டோன் $CH_3COCH_2COCH_3$ ஆனது இரண்டு மாற்றுகளின் கலவையாக இயங்குகிறது. ஒன்று $CH_3COCH_2COCH_3$ ஆகிய ஒரு கீட்டோன்: மற்றொன்று $CH_3\underset{\underset{OH}{|}}{C} = CHCOCH$ ஆகிய ஈனால்., இவ்விரண்டு மாற்றுகளும் கலந்து சமநிலைப்பட்டு ஒரே பொருளாக இயங்கும்.

$$CH_3CO\,CH_2\;CO\,CH_3 \rightleftharpoons CH_3 - \underset{\underset{OH}{|}}{C} = CH\,CO\,CH_3$$

இதுபோலவே அசெட்டோ அசெட்டிக் எஸ்ட்டரும்

$$\underset{\text{கீட்டோன்}}{CH_3\,CO\,CH_2\;COOC_2H_5} \rightleftharpoons \underset{\text{ஈனால்}}{CH_3\underset{\underset{OH}{|}}{C} = CH\;COOC_2H_5}$$

முப்பரிமாண மாற்றியம்

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள வினைபடு தொகுதிகள் அச் சேர்மத்தின் வேதி இயல்புகளை ஏற்படுத்துகின்றன. மேலும் வினைபடு தொகுதிகளுக்கிடையேயுள்ள தொலைவின் காரணமாக அவற்றின் இயற் பண்புகள் அமைகின்றன. எனினும் வினைபடு தொகுதிகள் எந்த வசமாக அமைந்திருக்கின்றனவோ அவற்றில் முப்பரிமாணம் காரணமாக மாறுதல் ஏற்பட்டால் அதனால் ஏற்படும் மாற்றியத் திற்கு முப்பரிமாண மாற்றியம் என்று பெயர்.

முப்பரிமாண மாற்றியம் ஒளிச்சுழற்சி மாற்றியம், வடிவ மாற்றியம் என இரண்டு வகையாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது. ஒளிச் சுழற்சி மாற்றுகளின் (பின்னர் விவரிக்கப்பட்டுள்ளன) மூலக்கூறுகள் தங்களது கண்ணாடி உருவங்களின் மேல் பொருந்தாத அமைப்பைக் கொண்டுள்ளன. எவ்வாறு வலது உள்ளங்கை (கண்ணாடியில் இட உள்ளங்கைபோல் தெரிவது) இடது உள்ளங்கை மேல் பொருந்தாதோ அதுபோல ஒளிச்சுழற்சி மாற்றுகள் அமையும். இத்தகைய மூலக் கூறுகளின் வழியே முனைகொண்ட ஒளியைச் செலுத்தினால் இவ்வொளியின் தளத்தை இவை திருகும் இயல்புடையவை. இதன் காரணமாக இவற்றிற்கு ஒளிச்சுழற்சி மாற்றுகள் என்று பெயர் ஏற்படுகிறது.

ஒரு சேர்மத்தில் இரண்டு கரியணுக்களுக்கிடையே (அல்லது ஒரு கரியணு ஒரு நைட்ரஜன் அணு இவற்றிடையே, அல்லது இரண்டு நைட்ரஜன் அணுக்களுக்கிடையே) ஓர் இரட்டை இணைப்பு

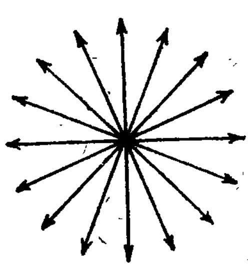
எஞ்சியுள்ள இணைமுகப்புகளில் இணைந்துள்ள பதிலீத் தொகுதிகள் வேறுபட்ட தொகுதிகளாக அமைந்தால், முப்பரிமாணம் காரணமாக மாற்றுகள் ஏற்படும். இரட்டை இணைப்பு இருப்பதால் இரண்டு கரியணுக்களும் தங்கள் இணைப்பை அச்சாகக் கொண்டு சுழல முடிவதில்லை. எனவே, எஞ்சியிருக்கிற இரண்டு இணைமுகப்புகள் ஒரு குறிப்பிட்ட இடத்திலேயே அமையவேண்டி ஏற்படுகிறது. இதனால் மாற்றுகள் ஏற்படுகின்றன. இவை வடிவ மாற்றுகள்.

ஒளிச்சுழற்சி மாற்றியம்

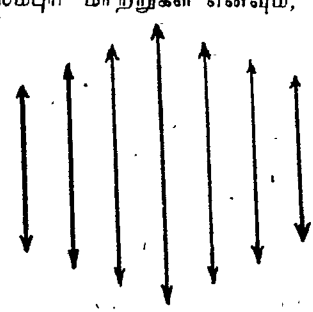
ஒளி ஓர் இடத்திலிருந்து பிறிதோர் இடத்திற்குச் செல்லும் பொழுது அது அலைகளாகச் செல்கிறது. இந்த அலைகள் ஒளி செல்லும் திசைக்குக் குறுக்காக எல்லாத் தளங்களிலும் அலைவை ஏற்படுத்துகின்றன. ஒரு நிக்கால் பட்டை (Nicol prism) வழியாக ஒளியைச் செலுத்தினால், அதனின்றும் வெளிவருகின்ற ஒளி ஒரு குறிப்பிட்ட தளத்தில் மட்டும் அலைவு கொண்டிருக்கும். இந்த ஒளிக்குத் தளமுனைவு கொண்ட ஒளி எனப் பெயர்.

இந்த முனைவுகொண்ட ஒளியை கரும்புச் சர்க்கரை, லாக்டிக் அமிலம், டார்ட்டாரிக் அமிலம், குளுக்கோஸ் ஆகிய சில கரைசல்களின் வழியே செலுத்தினால், இதன் தளம் திருகப்பட்டு வெளி வருகிறது. இது வலப்புறமாகவோ இடப்புறமாகவோ திருகப்படலாம். இத்தகைய இயல்புடைய பொருள்களை ஒளி வினையுறு பொருள்கள் என்றும், இந்த இயல்பை ஒளிச்சுழற்சி எனவும் கூறுகிறோம். இந்தப் பொருள்களை ஒளிச்சுழற்சி மாற்றுகள் அல்லது ஒளிவினையுறு மாற்றுகள் என்று கூறுகிறோம்.

ஒளியின் தளத்தை வலப்புறமாகத் (கடிகார முள் சுற்றுவது போலத்) திருகுவனவற்றை வலம்புரி மாற்றுகள் எனவும், இடப்



முனைவு கொள்ளாத ஒளி அலைவு கொள்ளும் தளங்கள்



முனைவு கொண்ட ஒளி அலைவு கொள்ளும் தளங்கள்

படம் 88

புறமாகத் திருகுவனவற்றை இடம்புரி மாற்றுகள் எனவும் கூறு கிறோம். ஒளியின் தளம் திரும்பிய கோணத்தை அளக்கும் கருவி முனைவு அளவுமானி என்று பெயர்.

முனைவு கொண்ட தளம் திருகப்படும் அளவு

1. சேர்மம்.
2. கரைசலின் செறிவு.
3. கரைசலைக் கொண்டுள்ள குழாயின் நீளம்.
4. கரைப்பானின் இயல்பு.
5. ஒளியின் அலைநீளம்.
6. வெப்பநிலை.

ஆகியவற்றைப் பொறுத்தது. ஒரு கரைசல் தளத்தைத் திருப்பும் அளவை 'அலகுத் திருப்பம்' அளவில் குறிப்பிடுகிறோம். ஒரு மில்லி லிட்டரில் ஒரு கிராம் கரைந்த கரைசலின் ஒரு டெசிமீட்டர் நீளத்தில் செல்லும்போது ஒளியின் தளம் திருகப்படும் கோணம் (α) அலகுத் திருப்பம் எனப்படும், சோடிய ஒளி (D-வரி) பயன் படுத்தப்பட்டால்,

$$\text{அலகுத் திருப்பம்} = \frac{100 \times \text{அளந்தறிந்த கோணத் திருப்பம்}}{\text{நீளம் (டெசிமீட்டரில்)} \times 100 \text{ மிலியில் கரைந்த கரைபொருள் (கிராம் அளவில்)}}$$

$$[\alpha]_D = \frac{100 \times \theta}{l \times C}$$

அலகுத் திருப்பத்தை மூலக்கூறு எடையால் பெருக்கக் கிடைக்கும் பெருககல் பலன் மூலக்கூறுத் திருப்பம் எனப்படும்.

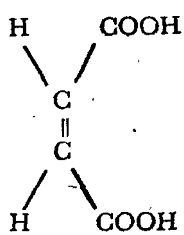
லாக்டிக் அமிலம் மூன்று வகையினதாக இருக்கிறது. இந்த மூன்று மாற்றுகளும் வேதி இயல்புகளில் ஒன்றாகவே இருக்கின்றன. பல இயற்பண்புகளிலும் ஒன்றாகவே இருக்கின்றன. ஆனால், இவை தள முனைவுகொண்ட ஒளியில் ஏற்படுத்தும் விளைவுகளில் மட்டும் வேறுபட்டிருக்கின்றன.

இந்த இயல்பை விளக்க வான்ட் ஹாஃப் (Van't Hoff), லே பெல் (Le Bel) ஆகியோர், கரி அணு ஒரு சீர்மையுள்ள நான்முகியின் மையத்தில் இருப்பதாகவும், அதனுடன் இணையும் தொகுதிகள் நான்முகியின் முனைகளில் அமைவதாகவும், ஒரு மாதிரி அமைப்பைத் தெரிவித்தனர். நான்கு வெவ்வேறான தொகுதிகள் கரி அணுவுடன் இணைந்திருந்தால் கரி அணு சீர்மை யிலடங்காததாக அமைகிறது. இதனால் ஏற்படும் முப்பரிமாண

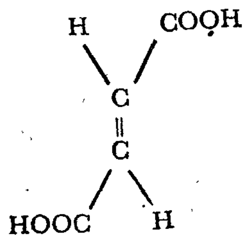
அளவில் வெவ்வேறு அமைப்புகள் சேர்மமாக அமையும். (லாக்டிக் அமிலம், டார்ட்டாரிக் அமிலம் ஆகியவற்றின் ஒளிச்சுழற்சி மாற்றியத்தை அந்த அத்தியாயத்தில் காண்க.)

வடிவ மாற்றியம் அல்லது ஒருபக்க-மாறுபக்க மாற்றியம்

இரட்டை இணைப்பு கொண்ட கரி அணுக்களில் இணைக்கப் பட்ட தொகுதிகள் முப்பரிமாண அளவில் இருக்கை கொண்டிருப் பதால் ஏற்படும் வேறுபாடுகளால் இத்தகைய மாற்றியம் உண்டா கிறது. இரட்டை இணைப்புக்கு ஒரே பக்கத்தில் ஒரே மாதிரியான தொகுதிகள் அமைந்திருக்கும் சேர்மங்களை ஒருபக்க மாற்றுகள் என்று கூறுகிறோம். இந்தத் தொகுதிகள் இரட்டை இணைப்புக்கு



ஒருபக்க மாற்று
(மலீயிக் அமிலம்)



மாறுபக்க மாற்று
(ஃபியூமரிக் அமிலம்)

வெவ்வேறு பக்கங்களில் அமைந்திருந்தால் அத்தகைய சேர்மங்களை மாறுபக்க மாற்றுகள் எனக் குறிப்பிடுகிறோம். இதன் காரணமாக வடிவமாற்றியத்தை ஒருபக்க-மாறுபக்க மற்றியம் எனவும் கூறலாம். எடுத்துக்காட்டாக மலீயிக், ஃபியூமரிக் அமிலங்கள் வடிவ மாற்றுகளாக அமைகின்றன.

மலீயிக், ஃபியூமரிக் ஆகிய இரண்டு அமிலங்களுக்கும் மூலக்கூறு வாய்பாடு $C_4H_4O_4$, இவை இரண்டுக்கும் கட்டுமான வாய்பாடும் ஒன்றே HOOC-CH = CH. COOH. எனினும் முப்பரிமாண வகையில் இரண்டு வகை அமைப்பு ஏற்படுகிறது. இந்த இரண்டு வகை அமைப்பில் மலீயிக் அமிலத்திற்கு எந்த அமைப்பும், ஃபியூமரிக் அமிலத்திற்கு 'எந்த அமைப்பும் பொருந்தும் எனத் தெரிந்து கொள்ள வேண்டும். இதற்குரிய சான்றுகளைக் காண் போம்.

மலீயிக் அமிலத்தை வெப்பப்படுத்தும் பொழுது அது எளிதில் அதன் நீரிலியாக மாறுகிறது. இத்தகைய இயல்பு இரண்டு —COOH தொகுதிகளும் ஒன்றுக்கொன்று அண்மையில் அமைந்

திருந்தால்தான் முடியும். எனவே, ஒருபக்க மாற்று அமைப்பு மலீயிக் அமிலத்திற்குப் பொருந்தும். எனவே, மறுபக்க மாற்று ஃபியூமரிக் அமிலம் ஆகும்.

வினாக்கள்

1. மாற்றியம் என்பது என்ன? இதன் வகைகளைக் கூறுக. ஒவ்வொரு வகைக்கும் ஓர் எடுத்துக்காட்டு கூறுக.

2. பின்வரும் சேர்மங்களுக்குப் பொருத்தமான மாற்றியங்களைக் கூறுக.

   (a) n-பென்டேன் ஐசோபென்டேன்
   (b) 1-புரோப்பனால், 2-புரோப்பனால்
   (c) ஈத்தைல் ஆல்கஹால், இரு மீத்தைல் ஈதர்
   (d) புரோப்பைல் புரோமைடு, ஐசோபுரோப்பைல்-புரோமைடு
   (e) இரு மீத்தைல் பென்சீன
   (f) இரு நைட்ரோ பென்சீன்
   (g) நைட்ரோடொலுவீன்

3. பின்வருபவற்றை வரையறுக்க:
   (a) தளமுனைவு கொண்ட ஒளி (b) ஒளி வினையுறு இயல்பு
   (c) ஒளிச்சுழற்சி மாற்றியம் (d) வடிவ மாற்றியம்

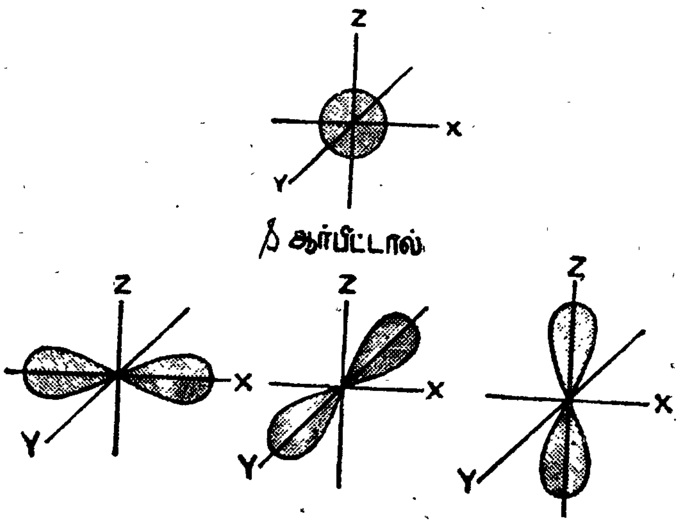
4. வடிவ் மாற்றியம் பற்றிச் சுருக்கமாக விளக்குக.

5. ஒரு சேர்மம் ஒளிவினையுறு மாற்றாகவோ வடிவ மாற்றாகவோ அமைவதற்குரிய அமைப்புகளை விளக்குக.

அத்தியாயம் 6

இணைப்பு வகைகள்

அணுக்களின் அமைப்பைப்பற்றிய நீல்ஸ் போர் (Niels Bohr), ருதர்ஃபோர்டு (Rutherford) ஆகியோரின் கொள்கைப்படி அணுக்களில் ஒரு சிறிய மையப்பகுதியில் புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகியனவும், வெளியில் எலக்ட்ரான்களும் அமைந்திருப்பதாகக் கொள்கிறோம். மேலும் எலக்ட்ரான்கள் குறிப்பிட்ட தடங்களில் சுற்றிக்கொண்டிருப்பதாகவும் கொள்கிறோம். எனினும், ஹைஸென்பெர்க் (Heisenberg), ஷ்ரோடிங்கர் (Schrodinger) ஆகியோர் வெளியிட்ட அலை இயக்கவியல் கொள்கைப்படி எலெக்ட்ரான்கள் தடங்களில் சுற்றிக் கொண்டிருக்கின்றன என்ற கருத்தை மாற்றி எலக்ட்ரான் மண்டலங்களில் அவை காணப்படும் எனக் கொள்கிறோம். இந்த மண்டலங்கள் முப்பரிமாண இயல்புள்ளவை. இவை



படம் 89

s மண்டலம் p_x மண்டலம் p_y மண்டலம் p_z மண்டலம்

அணுவின் கருவைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்களைக் காணும் சாத்தியக் கூறுகள் கொண்ட இடங்களின் வடிவைக் கொடுக்கின்றன.

அணுக்களில் அமைந்துள்ள எலக்ட்ரான்களை s, p, d, f என்ற வகை எலக்ட்ரான்களாகப் பிரிக்கிறோம். இந்த எலக்ட்ரான்கள் இயங்கக்கூடிய இடங்களையெல்லாம் சேர்த்து இணைத்துப் பார்த்தால் ஏற்படும் ஒரு கற்பனை வடிவத்தை s- மண்டலம், p-மண்டலம், d- மண்டலம் முதலியனவாகப் பிரிக்கிறோம். s- எலக்ட்ரான் மண்டலத்தின் வடிவம் கோளமாக அமையும். இதனால் எலக்ட்ரான் கோள வடிவு உடையது என்பது பொருளன்று. s-எலக்ட்ரானைக் காணக்கூடிய இடங்களைப் புள்ளிகளாக வைத்துக்கொண்டால், இந்தப் புள்ளிகளெல்லாம் சேர்ந்தால் ஒரு கோள வடிவு ஏற்படும். p-எலக்ட்ரான் மண்டலத்தின் வடிவு இரண்டு கூம்புக் கோளங்கள் இணைந்த வடிவாக அமையும். இந்தக் கோளங்கள் ஒரு புள்ளியிலிருந்து இரண்டு பக்கத்திலும் ஒரு நேர் கோட்டு ஆயத்தில் அமையும். ஒன்றுக்கொன்று செங்கோணத்தில் அமையும் மூன்று ஆயங்களில் இவை அமையும். இவற்றை p_x, p_y, p_z மண்டலங்கள் எனக் குறிப்பிடுகிறோம்.

மூலக்கூறு மண்டலங்கள்

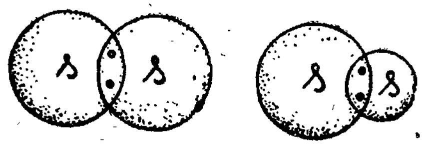
தனிமங்களின் அணுக்கள் இணையும்போது, ஓர் அணுவின் எலக்ட்ரான் மண்டலம் பிறிதோர் அணுவின் எலக்ட்ரான் மண்டலத்துடன் பொருந்தும். எலக்ட்ரான்கள் இதனால் இரண்டு அணுக்களின் கருக்களுக்கும் பொதுவாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டுக்காக, இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இணைவதைக் கொள்ளலாம். ஹைட்ரஜன் அணு ஒவ்வொன்றிலும் ஒரு s-எலக்ட்ரான் மண்டலம் இருக்கிறது. இந்த இரண்டு s-மண்டலங்களும் ஒன்றுடனொன்று பொருந்தி ஒரு மூலக்கூறு மண்டலத்தை ஏற்படுத்துகின்றன. இந்த மண்டலம் இரண்டு கருக்களையும் உள்ளடக்கிக் கொள்கிறது.

சிக்மா (σ) இணைப்பு

இரண்டு அணுக்களின் கருக்களை இணைக்கின்ற ஆயத்தில் எலக்ட்ரான் மண்டலங்கள் பொருந்தி இணைந்த மூலக்கூறு மண்டலங்கள் அமைந்தால் இந்த வகை இணைப்பை சிக்மா (σ) இணைப்பு என்கிறோம். இந்த வகை இணைப்பு s-s, s-p அல்லது p-p மண்டலங்கள் இவற்றிற்குரிய ஆயங்களில் மீப்பெரும் அளவில் பொருந்துவதால் ஏற்படும்.

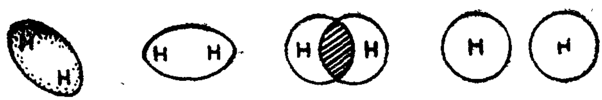
s-s மேற்பொருந்துதல்

இரண்டு s மண்டலங்கள் ஊடுருவிக் கலப்பின் அது s-s கலப்பு எனப்படும்.



படம் 90
s-s மேற்பொருந்துதல்

இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் தனித்தனியே s-மண்டலங்களைக் கொண்டுள்ளன. இந்த இரண்டு மண்டலங்களும் பொருந்



படம் 91
H_2 மூலக்கூறு உருவாதல்

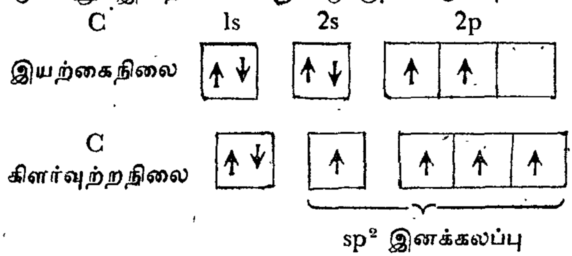
தும்போது இவை இவ்விரண்டு அணுக்களையும் இணைக்கும் ஆயத்தில் அமைகின்றன. இவ்வாறு பொருந்துவதால் ஏற்படும் இணைப்பை சிக்மா இணைப்பு என்கிறோம்.

பை (π) இணைப்பு

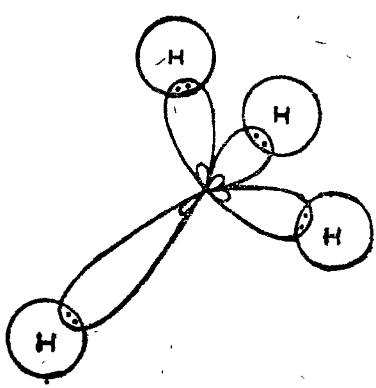
இரண்டு அணுக்களிலுள்ள p-மண்டலங்கள் தங்கள் கூம்புக் கோளங்களைப் பக்கவாட்டில் பொருத்திக்கொண்டு ஏற்படும் மூலக்கூறு மண்டலங்களால் ஏற்படும் இணைப்பை π-இணைப்பு என்கிறோம். இதற்கு எடுத்துக்காட்டாக, எத்திலீனில் ஏற்படும் இணைப்பைப் பின்னே காணலாம்.

எலக்ட்ரான் இனக் கலப்பு

கரியணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2 2s^2 2p'_x 2p'_y$. இதன் மூலம் கரியணுவின் இணைதிறன் எண் இரண்டு என்றுதான் கொள்ளவேண்டும். ஆனால், கரியணுவின் இணைதிறன் எண் நான்கு என்பது அதனுடைய சேர்மங்களில் நாம் காண்பது. இதை விளக்குவதற்காக, கரி அணுவின் ஒரு 2s எலக்ட்ரான் $2p_z$ எலக்ட்ரானாக உயர்த்தப்படுகிறது என்று கொள்கிறோம். இந்த நிலை ஒரு கிளர்வுற்ற நிலை என்று கொள்ளப்படுகிறது. இந்த நிலையில் இது நான்கு சுழற்சி இணையா எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளது. இதைப் பின்வருமாறு குறிப்பிடுகிறோம்.



இந்த நான்கு சுழற்சி இணையா எலக்ட்ரான்கள் s எலக்ட்ரான்கள், p-எலெக்ட்ரான்கள் ஆகிய இரண்டு வகையைச் சேர்ந்தவை. எனவே, இவற்றால் ஏற்படும் இணைப்பின் வலிமையின் அளவுகளும் ஒன்றாக இருக்க இயலாது. எனினும், மீத்தேனில் (CH_4) உள்ள நான்கு C-H இணைப்புகளும் சமஅளவு வலிவு



படம் 92

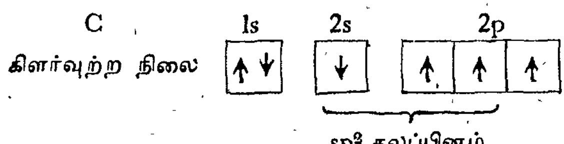
மீத்தேனில் உள்ள மண்டலம் கலப்பு மண்டலம்

கொண்டனவாக உள்ளதை அறிகிறோம். எனவே, இந்த நான்கு எலக்ட்ரான் மண்டலங்களும் ஒரு கலப்பினமாக மாறுகின்றன என்று கொள்கிறோம். இந்த நான்கு எலக்ட்ரான் மண்டலங்களும் ஒரே மாதிரியானவை. இவை ஒன்றுக்கொன்று 109°28' கோணத்தில் அமைந்து, சீர்மையுள்ள ஒரு நான்முகியின் முனை வழியே ஆயம் கொண்டுள்ளன. இந்த வகை இனக் கலப்பு sp^3 இனைக்கலப்பு மண்டலம் எனப்படும்.

இனி எத்திலீன், அசெட்டிலீன் ஆகியவற்றிலுள்ள அமைப்பைக் காணலாம்.

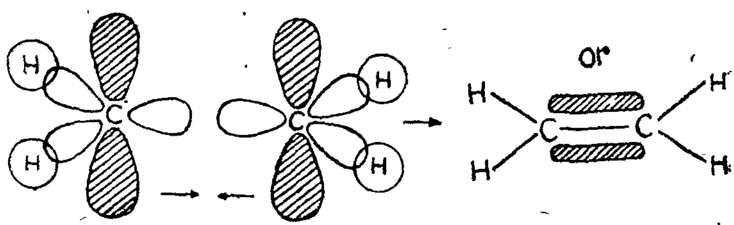
எத்திலீனில் ஒவ்வொரு கரியணுவும் ஒரு s இரண்டு p மண்டலங்கள் கலந்த கலப்பு மண்டலத்தைக் கொண்டிருக்கின்றன. ஒவ்வொரு கரியணுவும் இவ்வாறான மூன்று மண்டலத்தைக் கொண்டிருக்கின்றன. இந்தக் கலப்பின மண்டலம் அனைத்தும் ஒரே தளத்தில் அமைந்துள்ளன. இவற்றில் இரண்டிற்கிடையேயுள்ள கோணம் 120° ஆக அமைந்துள்ளது.

எத்திலீன் மூலக்கூறில் இரண்டு கரியணுக்கள் ஒன்றுடனொன்று σ இணைப்பால் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. இந்த இணைப்பு ஒரு கரியணுவின் ஒரு sp^2 மண்டலமும் மற்றொரு கரியணுவின் sp^2 மண்டலமும் பொருந்துவதால் ஏற்படுகிறது. இதே போல ஒவ்வொரு கரியணுவுடன் இணைந்த இரண்டு C-H இணைப்புகள், ஆக மொத்தம் நான்கு C-H இணைப்புகளும் கரியணுவின் sp^2 மண்டலங்களும் ஹைட்ரஜனின் s மண்டலமும் பொருந்துவதால் ஏற்படும் இணைப்புகள். இந்த ஐந்தும் சிக்மா இணைப்புகள்.



சிக்மா இணைப்புகள் ஏற்பட்டபின் ஒவ்வொரு கரியணுவிலும் மீந்து நிற்பது இனக்கலப்பிற்குட்படாத ஒரு p-மண்டலம். இது C-C, C-H இணைப்புகள் அமையும் தளத்திற்குச் செங்குத்தாக அமைந்திருக்கிறது. எத்திலீனில் கரி அணுக்களுக்கிடையே அமையும் இரண்டாவது இணைப்பு, இந்த p மண்டலங்கள் பக்கவாட்டில் பொருந்துவதால் ஏற்படுகிறது. இதைப் படம் 93-ல் காணலாம்.

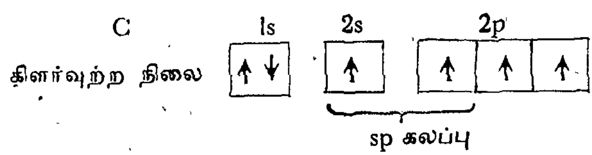
இவ்வாறு ஏற்பட்டுள்ள இந்த இணைப்புக்கு π இணைப்பு என்று பெயர். எலக்ட்ரான்கள் சிக்மா இணைப்பு அமையும் தளத்திற்கு



படம் 93

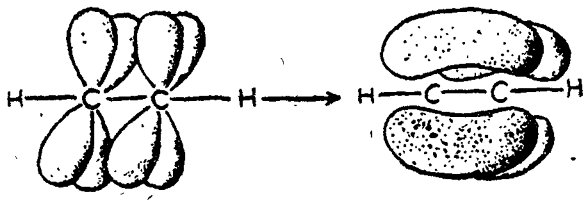
மேலும் கீழும் செறிவு கொண்டிருக்கிறது. எனவே, எத்திலீனில் உள்ள இரட்டைப் பிணைப்பு ஒரு சிக்மா இணைப்பாலும் ஒரு π இணைப்பாலும் அமைகிறது.

அசெட்டிலீனில் ஒவ்வொரு கரியணுவும் ஒரு s ஒரு p மண்டலங்கள் இரண்டும் கலந்த கலப்பு மண்டலத்தைக் கொண்டிருக்கின்றன. ஒவ்வொரு கரியணுவும் இவ்வாறான இரண்டு மண்டலங்களைக் கொண்டிருக்கிறது. ஒவ்வொரு கரியணுவும் ஒரு கரியணுவுடன் சிக்மா இணைப்பையும், மற்றைய கரியணுவுடன் ஒரு சிக்மா இணைப்பையும் கொண்டிருக்கிறது. இந்த இணைப்புகள் நேர் கோட்டில் அமைந்திருக்கின்றன.



சிக்மா இணைப்புகள் ஏற்பட்டபின், ஒவ்வொரு கரியணுவிலும் மீந்து நிற்பது இனக்கலப்பிற்குட்படாத இரண்டு p-மண்டலங்கள். இவ்விரண்டும் ஒன்றுக்கொன்று செங்குத்தாகவும், சிக்மா இணைப்புக்கும் செங்குத்தாகவும் அமைந்திருக்கின்றன. இந்த p-மண்டலங்கள் பக்கவாட்டில் பொருந்தி இரண்டு π இணைப்புகளை ஏற்படுத்துகின்றன. இதைப் படம் 94-ல் குறிக்கிறோம்.

அசெட்டிலீனில் உள்ள மூவிணைப்பு ஒரு சிக்மா இணைப்பாலும் இரண்டு π இணைப்புகளாலும் சேர்ந்து ஆனது.



படம் 94

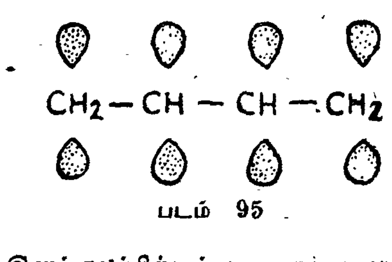
மண்டலங்கள் புறம்படுதல்

எத்திலீனில் உள்ள π இணைப்பு இரண்டு கரியணுக்களுக்கிடையே மட்டும் அமைகிறது. ஒரு சேர்மத்தில் இரண்டு இரட்டைப் பிணைப்புகள் இருந்தால், இதற்குரிய எலக்ட்ரான்கள் அந்தந்தக் கரியணுக்குள்ளேயே அடங்கியிருக்கும் என எதிர்பார்க்கலாம். எனவே, இந்த இரண்டுவிதச் சேர்மங்களின் இயல்புகள் ஒன்றாகவே இருக்கும். ஆனால், ஒற்றைப் பிணைப்பும் இரட்டைப் பிணைப்பும் ஒன்றுவிட்டு ஒன்றாக அமைந்திருக்கும் சேர்மங்களின் இயல்பு வேறுவிதமாக இருக்கின்றன. இவ்வாறான சேர்மங்களில் π எலக்ட்ரான்கள் தங்கள் கரியணுக்குள் அடங்கி இராமல் புறப்படுகின்றன. 1 : 3 பியூட்டாடையீன் இத்தகைய சேர்மத்திற்கு ஓர் எடுத்துக்காட்டாக அமைகிறது.

$$CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$$

1 : 3 பியூட்டாடையீன்

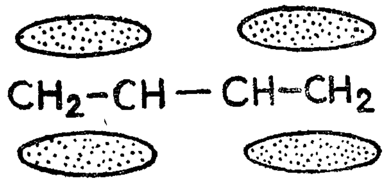
இந்தச் சேர்மத்தில் உள்ள ஒவ்வொரு கரியணுவும் sp^2 கலப்பு நிலையில் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளது. எனவே ஒவ்வொரு



படம் 95

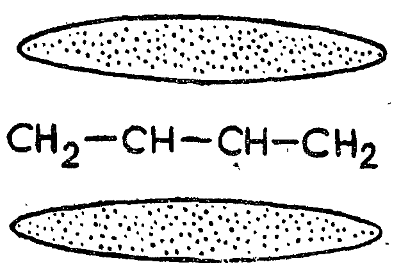
கரியணுவிலும் இனக் கலப்பிற்குட்படாத ஒரு p-மண்டலம் உள்ளது. இதைப் படத்தில் காணலாம்.

அடுத்தடுத்த இரண்டு கரியணுக்களுக்கிடையில் ஏற்படும் p மண்டலத்தின் பொருந்துதல் இரண்டு உள்ளடங்கிய π இணைப்பைக் கொடுக்கும. அது வருமாறு :



படம் 96

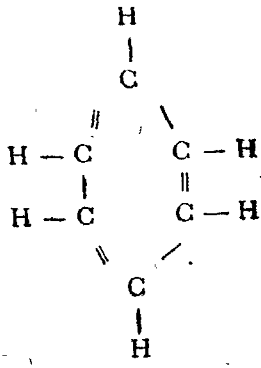
மையத்திலிருக்கும் இரண்டு கரியணுக்களின் p அணு மண்டலத்திற்கிடையே பொருந்துதல் ஏற்படலாம்; மேலும் இவற்றின் p அணு மண்டலத்திற்கும் வெளியிலுள்ள கரியணுவின் p மண்டலத்திற்கும் பொருந்துதல் ஏற்படலாம். எனவே, இந்த நான்கு கரியணுக்களையும் இணைத்த ஒரு π மண்டலம் ஏற்படலாம். இவ்வாறு ஏற்பட்டால் எலக்ட்ரான்கள் புறம்படுவதாகக் கொள்கிறோம்; எலக்ட்ரான்கள் விரிவான இடத்தில் அமைகின்றன. இதைப் படத்தில் கண்டவாறு குறிக்கிறோம்.



படம் 97

இந்த எலக்ட்ரான்கள் மூலக்கூறின் மேலும் கீழும் விரிந்து நிற்கின்றன.

பென்சீன் மூலக்கூறு இந்தக் கருத்துக்குப் பொருத்தமாக அமையும் இன்னோர் எடுத்துக்காட்டு.



வினாக்கள்

1. s-மண்டலம், p-மண்டலம் ஆகியவற்றின் வடிவை வரைந்து விளக்குக.
2. சிக்மா, பை இணைப்புகளைப்பற்றியும், இனக்கலப்பு எலக்ட்ரான்கள் பற்றியும் சிறு குறிப்பு வரைக.
3. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களில் எந்தவிதமான இனக்கலப்பு ஏற்பட்டிருக்கிறது என விளக்குக.
   (a) ஈத்தேன் (b) எத்திலீன் (c) அசெட்டிலீன்
4. இனக்கலப்புக் கருத்தைப் பயன்படுத்தி மீத்தேன், எத்திலீன், அசெட்டிலீன் ஆகியவற்றின் அமைப்பை வருவிக்க.
5. புறம்படும் எலக்ட்ரான் மண்டலக் கருத்தைப் பயன் படுத்தி 1 : 3 பியூட்டாடையீனின் அமைப்பை விளக்குக.

அத்தியாயம் 7

வினை இடைப்பொருள்கள்

ஒரு வேதிவினையைக் குறிப்பதற்கு நாம் சமன்பாடுகளைப் பயன்படுத்துகிறோம். இந்தச் சமன்பாடுகள் வினைபடு பொருள்கள், விளைபொருள்கள் ஆகியவற்றின் அளவை மட்டும்தான் குறிக்கும். இந்தச் சமன்பாட்டின் மூலம், வேதிவினை எவ்வாறு நடைபெறுகிறது என்பதை அறிய இயலாது. ஒரு வினை படிப்படியாக நடைபெறலாம். இந்த வினைகளின் படிகளை விவரிக்கும் விளக்கத்தை வினைவழி என்கிறோம். இந்த வினைவழி முறைப்படி ஒரு வேதிவினை எவ்வாறு நிகழ்கிறது என்பதையும், ஒரு வினையின் கூறுகளை மாற்றுவதால் ஏற்படும் மாறுதல்களையும் அறிய முடியும்.

கரிமச் சேர்மங்களில் ஏற்படும் வினைகளைப் பின்வரும் வகைகளாகப் பிரிக்கலாம் :

பதிலிடல் : கரிமச் சேர்மத்திலுள்ள ஓர் அணுவையோ ஒரு தொகுதியையோ நேரடியாக மற்றோர் அணு அல்லது தொகுதியால் மாறுகொள்வது அல்லது பதிலிடுவது இவ்வகை.

எடுத்துக்காட்டு :

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl \quad \text{......................(1)}$$
$$C_2H_5I + KOH \rightarrow C_2H_5OH + KI \quad \text{......................(2)}$$

மீத்தேனில் உள்ள ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுக்குப் பதிலாக ஒரு குளோரின் அணு அமைகிறது. இரண்டாவது வினையில் ஈத்தைல் அயோடைடில் உள்ள அயோடின் அணுவுக்குப் பதிலாக, ஒரு ஹைட்ராக்சில் தொகுதி_OH அமைகிறது.

சேர்க்கை வினை : ஒரு சேர்மத்துடன் ஒரு தொகுதியோ உறுப்போ சேர்வது இவ்வகை வினை. எத்திலீனுடன் புரோமின் வினைப்படும் பொழுது எத்திலீன் புரோமைடு ஏற்படுகிறது. புரோமின் எத்திலீனுடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

$$H_2C{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow \underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH_2}}-\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH_2}}$$

களைதல் வினை: ஒரு சேர்மத்திலிருந்து, அதன் பகுதிகளால் அமையும் ஒரு மூலக்கூறைக் களைவதாக ஏற்படும் வினை இவ்வகையைச் சேரும். புரோப்பைல் புரோமைடும் ஆல்கஹாலில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடும் வினைப்படும்பொழுது, ஹைட்ரஜன் புரோமைடு களைகிறது. எஞ்சியிருப்பது புரோப்பிலீன்.

$$CH_3CH_2CH_2Br \xrightarrow{alc.\ KOH} CH_3CH{=}CH_2 + HBr$$

புரோப்பைல் புரோமைடு — புரோப்பிலீன்

மாறநாக்குதல்: ஒரு சேர்மத்திலுள்ள சில அணுக்கள் இடம் பெயர்ந்து அதே மூலக்கூறுக்குள்ளேயே வேறு இடங்களில் அமர்ந்து வேறு மாற்றுச் சேர்மத்தை உண்டாக்குவது இந்த வகை வினை.

பியூட்டீன்—சேர்மத்தை அலுமினியம் குளோரைடுடன் 400°—500°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தினால் இது பியூட்டீன்-2 ஆக மாறுகிறது.

$$CH_3CH_2CH{=}CH_2 \xrightarrow[400^\circ-500^\circ C]{AlCl_3} CH_3CH{=}CH\ CH_3$$

பியூட்டின்-1 — பியூட்டீன்-2

பலபடியாக்கல்: ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறுகள் வெகுபல ஒன்றாக இணைந்து பெரிய மூலக்கூறு ஒன்றை உண்டாக்குவது இந்தவகை வினை. இறுதியில் கிடைத்த சேர்மத்திற்குப் பலபடி என்று பெயர். பலபடியை ஏற்படுத்திய சிறிய மூலக்கூறுகளை ஒற்றைப்படி மூலக்கூறு என்கிறோம்.

எத்திலீன் மூலக்கூறுகள், அதி அழுத்தநிலையிலும் அதிவெப்ப நிலைக்குச் சூடுபடுத்தும்பொழுது, பலபடியாக மாறுகிறது. இங்கு ஏற்படும் பொருள் பாலி எத்திலீன் அல்லது பாலித்தீன் எனப்படுகிறது.

$$nCH_2{=}CH_2 \longrightarrow -(-CH_2-CH_2-)\,n$$

எத்திலீன் — பாலித்தீன்

இணைப்பு பிளக்கும் வகைகள்

ஒரு வேதிவினை நடைபெறும்பொழுது வினைபடு பொருளின் மூலக்கூறில் உள்ள ஒரு பிணைப்பு பிளவுபடும்; பின்பு வேறு புதிய பிணைப்பு ஒன்று ஏற்படும். கீழ்க்கண்ட பொது வினையில் ஒரு பிணைப்பு பிளவுற்று வேறு ஒரு பிணைப்பு ஏற்படுகிறது.

$$R{-}X + Y \longrightarrow R{-}Y + X$$

இங்கு R —X சேர்மத்தில் R-க்கும்X-க்கும் இடையிலுள்ள பிணைப்பு பிளவுறுகிறது; பின்பு R-க்கும் Y-க்கும் இடையில் புதிய பிணைப்பு ஏற்படுகிறது. R—Y விளைபொருளாக ஆகிறது.

R—X ஆகிய பிணைப்பு இரண்டு விதத்தில் பிளவுறலாம். இந்தப் பிளவு ஏற்படுவது ஆய்வு நடைபெறும் வெப்ப, அழுத்தம், செறிவு இன்னபிற கூறுகளைப் பொறுத்தது. X,Y,R இவற்றின் இயல்புகளையும் பொறுத்தது.

சமப் பிளவு

ஓர் இணைப்பு ஏற்படுவதற்கு இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் வேண்டும். இந்த இணைப்பு பிளவுறும் பொழுது ஒவ்வோர் அணு வும் அவை பகிர்ந்துகொண்ட எலக்ட்ரான்களை மீண்டும் பெறு மாறு பிளவுறலாம். இவ்வாறு பிளவுறுவதற்குச் சமப்பிளவு என்று பெயர். இதனால் விளைவது, அதிவினைபுரி இயல்புடைய இயங்கு உறுப்புகள்; இவை ஒற்றை எண்ணிக்கையுள்ள எலக்ட்ரான் களைக் கொண்டிருக்கும்.

$$R—X \longrightarrow R^{\circ}+X^{\circ}$$

$$R:X \longrightarrow R^{\circ}+X^{\circ}$$

$$CH_3CH_2CH_3 \longrightarrow CH_3CH_2{}^{\circ}+CH_3{}^{\circ}$$

புரோப்பேனை 500° — 700° வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தும் பொழுது ஈதைல், மீதைல் ஆகிய இயங்கு உறுப்புகள் ஏற்படு கின்றன.

ஓரப்பிளவு

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள பிணைப்பு பிளவுபடும்பொழுது அப் பிணைப்புக்குரிய இரண்டு எலக்ட்ரான்களும் ஒரே தனிமத்துடன் செல்லலாம். R—X என்ற சேர்மத்திலுள்ள பிணைப்பு பிளவுறும் பொழுது நடைபெறுவதைக் கீழே காணலாம்.

$$R:X \longrightarrow R:^{\ominus}+X^{\oplus}$$

$$R:X \longrightarrow R^{\oplus}+X:^{\ominus}$$

இத்தகைய பிளவுக்கு ஓரப்பிளவு என்று பெயர்.

இணைப்புக்குரிய இரண்டு எலக்ட்ரான்களும் R தொகுதிக்குச் சென்றால் R எதிர்மின் சுமை கொண்டதாகவும் X நேர்மின் சுமை கொண்டதாகவும் அமைகின்றன; மாறாக எலக்ட்ரான்கள் X உடன் சென்றால், X எதிர்மின்சுமை கொண்டதாகவும், R நேர் மின்சுமை கொண்டதாகவும் அமைகின்றன. இதனால் அயனிகள் ஏற்படுகின்றன. நேர்மின்சுமை (Positive charge) கரியணுவில் ஏற்பட்டால் அந்தக் கரியணுவிற்குக் கார்போனியம் அயனி

(carbonium ion) என்று பெயர். கரியணுவில் எதிர்மின் சுமை (negative charge) ஏற்பட்டால் இதனைக் கார்பானையான் (carbanion) என்று கூறுகிறோம்.

வினை இடைப்பொருள்கள்

ஒரு வேதிவினை நடைபெறும்பொழுது, வினைபடு பொருள்கள் நேரடியாக விளைபொருளாக மாறவேண்டும் என்பதில்லை. அது இடைப்பட்ட ஒரு பொருளாக மாறலாம். இந்த இடைநிலைப் பொருள்களை வினை இடைப்பொருள்கள் என்கிறோம். இவை (1) இயங்கு உறுப்புகள் (2) கார்போனியம் அயனி (3) கார்பானினையா என மூவகைப்படும்.

ஓர் அணு அல்லது ஒரு தொகுதி ஒற்றை எலக்ட்ரானைக் கொண்டிருந்தால் அதற்கு இயங்கு உறுப்பு எனப் பெயர். இவ்வுறுப்புகள் வினைபுரி திறன்மிக்கவை. இவை பல வினைகளில் வினைஇடைப் பொருளாக அமைகின்றன. இவை சமப்பிளவில் ஏற்படுகின்றன. சாதாரணமாகச் சேர்மத்தில் ஒளிபடுவதாலும், X-கதிர்கள் படுவதாலும், சேர்மத்தைச் சூடுபடுத்துவதாலும் சமப்பிளவு ஏற்படும். சமப்பிளவு ஏற்படும் வினைகள் வழக்கமாகத் தொடர் வினைகளாக அமைகின்றன.

எடுத்துக்காட்டு :

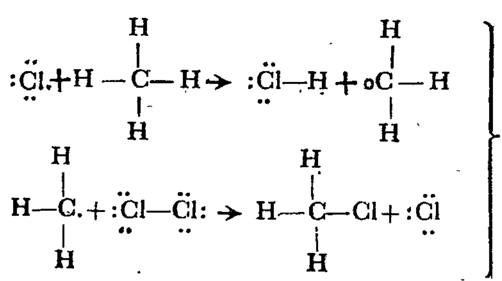
$\overset{o}{CH_3}$ மீத்தைல் உறுப்பு

$\overset{o}{C_2H_5}$ ஈத்தைல் உறுப்பு

$\overset{o}{C_6H_5}$ ஃபீனைல் உறுப்பு

சூரிய ஒளி படும்பொழுது மீத்தேனுடன் குளோரின் வினைபடுவது பின்வரும் வினைவழியில் குறிப்பிட்டுள்ளபடி நடைபெறுகிறது.

(1) $Cl_2 +$ ஒளி ஆற்றல் $\rightarrow 2:\ddot{C}l\cdot$

(2) 

தொடர்வினை

கார்போனியம் அயனிகள் : ஒரு கரியணுவில் ஆறு எலக்ட்ரான் மட்டும் கொண்டுள்ளதாகவும், இதனுடன் வேறு அணுத் தொகுதிகள் இணைந்தும் இருப்பது கார்போனியம் அயனி. இதுவும் அதிவினைபுரி திறன் உள்ளது. இது நீராற்பகுப்பு, நீர் நீக்கம், ஹைட்ரஜன் ஹாலைடு நீக்கம் ஆகிய வினைகளில் ஏற்படுகிறது. கார்போனியம் அயனி ஓரப்பிளவு காரணமாக ஏற்படுகிறது. நேர்மின்சுமை கொண்ட கரி அணுவுடன் இணைந்திருக்கும் கரி அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்துக் கார்போனியம் அயனி வகைப்படுத்தப்படுகிறது. இவை ஓரிணைய, ஈரிணைய மூவிணையக் கார்போனியம் அயனிகள் எனப்படும்.

H	H	H	CH_3
H:C̈⊕	H_3C:C̈⊕	H_3C:C̈⊕	CH_3:C ⊕
Ḧ	Ḧ	C̈H_3	C̈H_3
மீத்தைல் கார்போனியம் அயனி	ஈத்தைல்கார்போனியம்அயனி (ஓரிணைய-)	ஐசோப் புரோப்பைல் கார்போனிய அயனி (ஈரிணைய-)	மூவிணைய பியூட்டைல் கார்போனிய அயனி (மூவிணைய)

காரப் பொருளின் மூலம் ஓர் அல்கைல் ஹாலைடு நீராற் பகுபடுவது, கார்போனியம் அயனியின் மூலம் ஏற்படுகிறது. அல்கைல் அயோடைடு முதலில் ஒரு கார்போனியம் அயனியாக மாறுகிறது.

$$R{-}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{X}}: \;\underset{\text{மெதுவாக நடைபெறும்}}{\rightleftharpoons}\; R^{\oplus} + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{X}}:^{\ominus}$$

பின்பு கார்போனியம் அயனி ஹைட்ராக்சில் அயனியுடன் வினைபட்டு ஆல்கஹால் உண்டாகிறது.

$$R^{\oplus} + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}^{\ominus} \;\underset{\text{வேகவினை}}{\rightleftharpoons}\; R{-}O{-}H$$

கார்பானையான்கள் : ஒரு கரியணுவில் பிற அணுவுடன் பகிர்ந்து கொள்ளப்படாத ஓர் எலக்ட்ரான் ஜோடி கொண்டுள்ள பொருள் கார்பானையான் ஆகும். இது எதிர்மின்சுமை கொண்டுள்ளது.

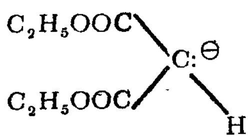
இவை ஓரப்பிளவு காரணமாக ஏற்படும்.

எடுத்துக்காட்டு :

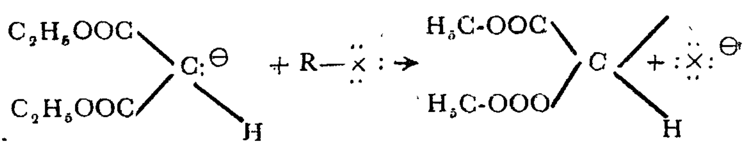
$H_5C_2OOC-\overset{\ominus}{C}H-COO\ C_2H_5$ மலோனிக் எஸ்ட்டரின் கார்பானையான்

$CH_3\ \overset{\ominus}{\ddot{C}}H_2$ ஈத்தைடு அயன்

சோடியம் ஈத்தாக்சைடுடன் செயல்படும்பொழுது மலோனிக் எஸ்ட்டர் ஒரு சோடிய வழிப் பொருளைக் கொடுக்கிறது. இந்தச் சோடிய வழிப்பொருள் ஒரு கார்பானையான் ஆகும்.



இது அல்க்கைல் ஹலைடுகளுடன் வினைபுரிந்து, மலோனிக் அமிலத்தின் வழிப்பொருளைக் கொடுக்கும்.



வினைப்பொருள்களின் வகை

குளோரின் போன்ற சில அணுக்கள் நைட்ரோ தொகுதி NO_2, கார்பாக்சிலிக் தொகுதி—COOH போன்ற தொகுதிகள் தங்கள் வசம் எலக்ட்ரான்களைக் கவரும் இயல்புடையவை. மீத்தைல் தொகுதி போன்ற சில தொகுதிகள் எலக்ட்ரான்களை எளிதில் இழக்கும் இயல்புடையவை. எனவே, ஒரு மூலக்கூறில் இந்தத் தொகுதிகள் இருந்தால், எலக்ட்ரான் செறிவுள்ள இடங்களையோ, எலக்ட்ரான் பற்றாக்குறையுள்ள இடங்களையோ தெரிந்துகொள்வது இயலும்.

எலக்ட்ரான் செறிவுள்ள இடம் அமைந்த ஒரு சேர்மத்தை எடுத்துக் கொள்வோம். இந்தச் சேர்மம் எலக்ட்ரான் பற்றாக் குறையுள்ள தொகுதி அல்லது அணுக்களால் தாக்கப்படும் எலக்ட்ரான் பற்றாக்குறையுள்ள சேர்மம், எலக்ட்ரான் செறிவுள்ள இடத்தை நோக்கிச் செல்லும். இவற்றை எலக்ட்ரான் கவர்

வினைப்பொருள்கள் (electrophiles) என்கிறோம். இவற்றால் ஏற்படும் வினையை எலக்ட்ரான் கவர் வினை என்கிறோம்.

$H^{\oplus}$, $H_3O^{\oplus}$ HNO_3, H_2SO_4, Br_2, $AlCl_3$, $FeCl_3$ ஆகியவை எலக்ட்ரான் கவர் வினைப்பொருள்கள்.

எலக்ட்ரான் பற்றாக்குறையுள்ள சேர்மம் ஒன்றை எடுத்துக் கொள்வோம். இந்தச் சேர்மம் எலக்ட்ரான் செறிவுள்ள வினைப் பொருளால் தாக்கப்படும். இத்தகைய வினைப்பொருள்களுக்கு கருகவர் வினைப்பொருள்கள் (nucleophilic reagents) என்று பெயர். இவற்றால் நடைபெறும் வினை கருகவர் வினை எனப்படும்.

$HO^{\ominus}$, $X^{\ominus}$, $HSO_3^{\ominus}$, $CN^{\ominus}$ முதலியவை கருகவர் வினைப் பொருள்கள், காரப்பொருளால், அல்கைல் ஹாலைடுகள் நீராற் பகுக்கப்படுவது, கருகவர் வினைக்கு எடுத்துக்காட்டாகும்.

எலக்ட்ரான்கவர் வினையாவது, எலக்ட்ரான்கவர் வினைப் பொருளால் தொடங்கப்படும். கருகவர்வினை, ஒரு கருகவர் வினைப் பொருளின் தாக்குதலால் தொடங்கப்படும்.

வினாக்கள்

1. பின்வருவனவற்றிற்கு விளக்கம் தருக.
   (a) சமப்பிளவு (b) ஓரப்பிளவு (c) கார்போனியம் அயனி
   (d) கார்பானையா (e) இயங்கு உறுப்புகள்.
2. எலக்ட்ரான் கவரும், கருகவரும் வினைப்பொருள்கள் யாவை? எடுத்துக்காட்டுகளைக் கொண்டு விளக்குக.
3. பின் வருவனவற்றில் எலக்ட்ரான் கவர் பொருள்கள் எவை, கருகவர் பொருள்கள் எவை எனக் கூறுக.
   $H^{\oplus}$, $OH^{\ominus}$, $H_2O^{\oplus}$, HNO_3 $HSO_3^{\ominus}$, $Cl^{\ominus}$, Br_2,
   $AlCl_3$, $FeCl_3$, $CN^{\ominus}$, H_2SO_4
4. பின்வருவனவற்றிற்கு விளக்கம் தருக.
   (1) பதிலிடுதல் (2) களைதல் வினை (3) சேர்க்கை வினை
   (4) பலபடியாதல்
5. கரிமச் சேர்மம் உட்படும் வினைகளின் வகைகளை விளக்குக.

அத்தியாயம் 8

ஹைட்ரோகார்பன்கள்

கரியும் ஹைட்ரஜனும் மட்டும் சேர்ந்து ஏற்படும் சேர்மங்களுக்கு ஹைட்ரோகார்பன்கள் என்று பெயர். இந்த ஹைட்ரோகார்பன்களை அவற்றின் வேதி இயல்புகளையும், அமைப்பு இயல்புகளையும் பொறுத்து வகைப்படுத்துகிறோம். மீத்தேன், ஈத்தேன் போன்ற ஹைட்ரோகார்பன்களில் உள்ள கரியணுக்கள் எந்த அளவு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் இணைந்து இருக்க முடியுமோ அவ்வளவு ஹைட்ரஜன் இணைந்து இருக்கிறது. இந்த மூலக்கூறுகளை ஹைட்ரஜனுடன் நிறைவுற்றவை என்று கூறுகிறோம். இந்தச் சேர்மங்களில் கரி அணுவின் இணைதிறன்கள் முழுவதும் நிறைவுற்றிருக்கின்றன. இவற்றை நிறைவுற்ற சேர்மங்கள் என்று குறிப்பிடுகிறோம். இந்தச் சேர்மங்கள் குறைந்த வினைத்திறம் உள்ளவை; இந்தக் குறைவான வினைத்திறனே இவற்றின் இயல்பு. இவற்றிற்குப் பாரஃபின்கள் என்று பெயர். (இலத்தீன் : *parum* = குறைந்த, *affinis* = நாட்டம்.) இவை ஒரு படிவரிசைச் சேர்மங்களாக அமைகின்றன. இந்தச் சேர்ம வரிசையை அல்கேன்கள் என்று குறிப்பிடுகிறோம். இவற்றை C_nH_{2n+2} என்ற பொது வாய்பாட்டால் குறிக்கிறோம்.

அல்கேன்களைத் தவிர இன்னும் வேறு ஹைட்ரோகார்பன் வரிசைகளும் உள்ளன. இவற்றில் உள்ள கரியணுக்களின் இணைதிறம் முழுவதும் ஹைட்ரஜன்களால் நிரப்பப்படுவதில்லை. இவற்றை நிறைவுறாத சேர்மங்கள் எனக்குறிப்பிடுகிறோம். நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்களில் ஒலிஃபீன் வரிசை, அசெட்டிலீன் வரிசை என இரண்டு வரிசைகள் உள்ளன. ஒலிஃபீன்களின் பொது வாய்பாடு C_nH_{2n}. இவற்றை அல்க்கீன்கள் என்று குறிப்பிடுகிறோம். அசெட்டிலீன்களின் பொது வாய்பாடு C_nH_{2n-2}. இவற்றை அல்கைன்கள் எனக் குறிப்பிடுகிறோம்.

அல்கேன்கள்

அல்கேன்களின் பெயர்கள் ஏன் '- ane என்ற விகுதியைக் கொண்டு முடிகின்றன. இடுகுறிப் பெயர்களால் குறிப்பிடும்பொழுது நெடுந்தொடர் பாரஃபின்களை 'normal' என்பதன் சுருக்கமாக n- என்று குறிப்பிடுகிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, n-பியூட்டேன், n-பென்ட்டேன் எனக் குறிப்பிடுகிறோம்.

$\begin{matrix} C \\ \\ C \end{matrix} \!\!> C —— C$ என்ற கிளை அமைப்புள்ளவற்றை ஐசோ

என்றும் $\begin{matrix} & C \\ C & | \\ & \!\!> C —— \\ C & \end{matrix}$ என்ற கிளை அமைப்புள்ளவற்றை

நியோ-neo என்றும் குறிப்பிடுகிறோம். எடுத்துக்காட்டாக ஐசோ பெண்ட்டேன், நியோபெண்டேன் ஆகியவற்றைச் சொல்லாம்.

கீழே சில அல்கேன்களின் வாய்பாடுகளையும் பெயர்களையும் காணலாம்.

வாய்பாடு	பெயர்	வாய்பாடு	பெயர்
CH_4	மீத்தேன்	C_6H_{14}	ஹெக்சேன்
C_2H_6	ஈத்தேன்	C_7H_{16}	ஹெப்ட்டேன்
C_3H_8	புரோப்பேன்	C_8H_{18}	ஆக்டேன்
C_4H_{10}	பியூட்டேன்	C_9H_{20}	நோனேன்
C_5H_{12}	பெண்ட்டேன்	$C_{10}H_{22}$	டெக்கேன்

IUPAC முறைப்படி அல்கேன்களின் பெயர்களைக் கீழ்க்கண்ட விதிகளின்படி அமைக்கிறோம்.

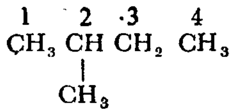
1. வாய்பாட்டிலிருந்து மிக நீளமான தொடர்ச்சியான கரி அணுக்கள் கொண்ட தொடரை முதலில் தெரிந்தெடுக்கிறோம்; சேர்மம் இந்த n-அல்கேனின் வழிப்பொருளாகக் கருதப்படும். இந்தத் தொடரிலுள்ள கரி அணுவின் எண்ணிக்கைக்குரிய ஹைட்ரோகார்பனின் பெயரையே இந்தச் சேர்மத்திற்கு இடவேண்டும்.

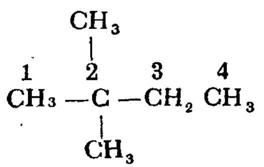
2. இந்தத் தொடரின் கரி அணுக்களுக்கு ஒரு முனையிலிருந்து மறுமுனைவரை எண்களை இடவேண்டும். மற்றைய கரி அணுக்களெல்லாம், இந்த அடிப்படைத் தொடரில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்குப் பதிலாக இடப்பட்ட அல்கைல் தொகுதியைச் சேர்ந்தவை எனக் கருதப்படவேண்டும். ஒவ்வோர் அல்கைல் தொகுதிக்கும் அந்த அடிப்படைத் தொடரில் உள்ள கரியணுவுக்கு இட்ட எண்ணையே இடல் வேண்டும்.

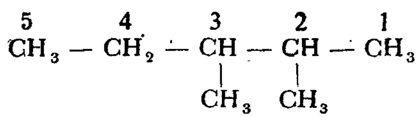
3. அடிப்படைத் தொடருக்கு எண்களை இப்பொழுது, எந்த முனையிலிருந்து தொடங்கினால், அல்கைல் தொகுதிகள் முதலியவற்றைக் குறிப்பதற்கு மிகச் சிறிய எண்கள் வருமோ அந்த முனையிலிருந்து தொடங்கவேண்டும்.

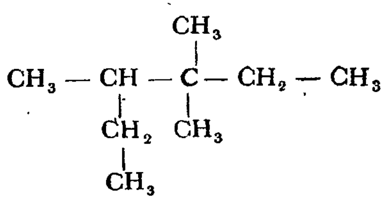
4. பதிலியிட்ட அல்கைல் தொகுதிகளை அகரவரிசையில் எழுத வேண்டும்.

எடுத்துக்காட்டு :


2-மீத்தைல் பியூட்டேன்


2, 2 இருமீத்தைல் பியூட்டேன்


2, 3 இருமீத்தைல் பென்டேன்


3, 3, 4 திரி மீத்தில் ஹெக்சேன்

அல்கேன்களைத் தயாரிக்கும் பொதுமுறைகள்

1. அல்கைல் ஹாலைடுகளிலிருந்து : ஓர் அல்கைல் தொகுதியும் ஒரு ஹாலோஜன் அணுவும் கொண்ட சேர்மத்திற்கு அல்கைல் ஹாலைடு என்று பெயர். அல்கைல் ஹாலைடுகளிலிருந்து ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் செய்வதாலும், பிற வழிகளிலும் அல்கேன்களைப் பெறலாம்.

(a) துத்துநாகம்-செம்பு இணையும் ஆல்கஹாலும் வினை படுவதால் ஏற்படும் ஹைட்ரஜன் அல்லது அலுமினிய ரசக்கட்டு-ஆல்கஹால் இவற்றின் வினையிலிருந்து கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன், அல்லது ஆல்கஹாலில் கிடையாக இருக்கும் துத்தநாகத் தூளின் மூலமோ ஓர் அல்கைல் ஹாலைடை ஆக்சிஜன் ஒடுக்கமடையச் செய்வதால் அல்கேன்களைப் பெறலாம். இந்த வினையைப் பின் கண்டவாறு குறிக்கலாம்.

$$CH_3I + 2H \longrightarrow CH_4 + HI$$

மீத்தைல் அயோடைடு — மீத்தேன்

$$CH_3CH_2I + 2H \longrightarrow CH_3CH_3 + HI$$

ஈத்தைல் அயோடைடு — ஈத்தேன்

(b) **உர்ட்ஸ் வினை :** ஓர் அல்கைல் ஹாலைடுடன் சோடிய உலோகத்தை ஆவிமீளக் கொதிக்க வைக்கும்போது, இரண்டு அல்கைல் தொகுதிகளும் இணைந்து ஒரு மேல்நிலைப் படிவரிசைச் சேர்மத்தைக் கொடுக்கும்.

$$CH_3I + 2Na + ICH_3 \rightarrow CH_3CH_3 + 2NaI$$

$$C_2H_5I + 2Na + IC_2H_5 \rightarrow CH_3CH_2CH_2CH_3 + 2NaI$$

இரண்டு அல்கைல் ஹாலைடுகளின் கலவையைப் பயன்படுத்தும்போது மூன்று வெவ்வேறு ஹைட்ரோகார்பன்கள் ஏற்படுகின்றன. மீத்தைல் அயோடைடு, ஈத்தைல் அயோடைடு கலந்த கலவையைச் சோடிய உலோகத்துடன் வினைப்படுத்தும்பொழுது ஈத்தேன், பியூட்டேன், புரோப்பேன் ஆகியவை ஏற்படுகின்றன.

அமிலங்களிலிருந்து : (a) கரிம அமிலங்களில் கார்பாக்சிலிக் தொகுதி—COOH வினைபடு தொகுதியாகும். அமிலங்களின் சோடிய உப்பை, சோடாச் சுண்ணாம்புடன் சூடுபடுத்தும்பொழுது அல்கேன்கள் உண்டாகும். இது கார்பாக்சில் நீக்க வினையே யாகும்.

$$CH_3COONa + NaOH \longrightarrow CH_4 + Na_2CO_3$$

சோடியம் அசிட்டேட் — மீத்தேன்

(b) கோல்பே தொகுப்பு முறை : அமிலங்களினின்றும் கிடைத்த உப்புகளை நீரில் கரைத்து இந்தக் கரைசலை மின்னாற்பகுத்தால் அல்கேன் உண்டாகிறது. மின்னாற்பகுத்தலின்போது, அமிலத்தின் அயனி, எதிர் அயனி, நேர்மின்சுமை கொண்ட முனைக்குச் செல்கிறது. அங்கு இவை சிதைந்து அல்கேனாகவும் கார்பன் டையாக்சைடாகவும் ஏற்படுகிறது.

$$CH_3\,COOK \longrightarrow K^+ + CH_3\,COO^-$$

பொட்டாசியம் அசிட்டேட் — அசிட்டேன் அயன்

$$CH_3COO^- + CH_3\,COO \longrightarrow CH_3{-}CH_3 + 2\,CO_2$$

3. நிறைவுறாத ஹைட்ரோகார்பன்களிலிருந்து : நிறைவுறாத ஹைட்ரோகார்பனுடன் ஹைட்ரஜனைக் கலந்து, இக் கலவையை நுண்ணிதான நிக்கல் வழியே செலுத்தும்பொழுது ஓர் அல்கேன் உண்டாகிறது.

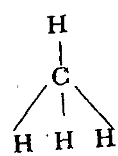
$$CH_2{=}CH_2 + H_2 \longrightarrow CH_3\,CH_3$$

எத்திலீன் — ஈத்தேன்

மீத்தேன்

இது அனேகமாக எல்லா எண்ணெய்க் கிணறுகளிலும் இயற்கை வாயுவின் பகுதியாகக் கிடைக்கிறது. இது சதுப்பு நிலங்களிலும் கிடைக்கிறது. இதனால் இதற்கு சதுப்பு நில வாயு என்றும் பெயர். இது நிலக்கரிச் சுரங்கங்களிலும் இருக்கிறது.

கட்டுமான வாய்பாடு



மீத்தேனை உண்டாக்குதல்

1. 1200°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடாக்கிய கரியின் வழியே ஹைட்ரஜனைச் செலுத்தும்போது இது உண்டாகிறது.

$$C + 2H_2 \longrightarrow CH_4$$

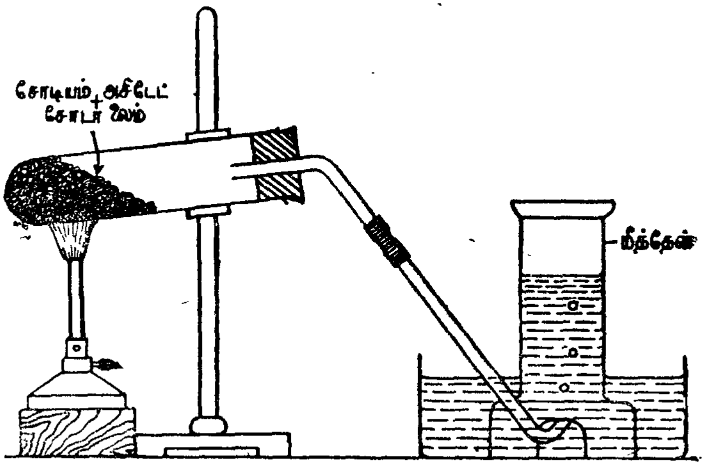
2. அலுமினியம் கார்பைடை நீரின் மூலமாகவோ, ஹைட்ரோக் குளோரிக் அமிலத்தின் மூலமோ நீராற் பகுக்கும்போது மீத்தேன் கிடைக்கிறது.

$$Al_4C_3 + 12\,H_2O \longrightarrow 4Al\,(OH)_3 + 3\,CH_4$$

3. ஆய்வுக்களத்தில் செய்யும் முறை : நீரற்ற சோடியம் அசிட்டேட்டையும், சோடாச் சுண்ணாம்பையும் கலந்து ஒரு கண்ணாடிக்குழாயிலிட்டுச் சூடுபடுத்தும்பொழுது மீத்தேன் உண்டாகிறது.

$$CH_3COONa + NaO \longrightarrow CH_4 + Na_2CO_3$$

இந்த வாயுவை நீரில் பிடிக்கலாம்.



படம் 98

மீத்தேன் ஒரு நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற வாயு. காற்றைவிட இலேசானது. நீரில் கரையாது.

மீத்தேன் தீப்பற்றி எரியும் இயல்புடையது. காற்றுடனோ ஆக்சிஜனுடனோ கலந்தால் எளிதில் வெடித்து எரியும் இயல் புடைய கலவையாக மாறுகிறது. இது புகையற்ற சுடருடன் எரி கிறது.

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

1200° C வெப்பநிலையில் இது கரியாகவும் ஹைட்ரஜனாகவும் பிரிகிறது.

மீத்தேன் ஒரு நிறைவுற்ற சேர்மமாதலால் இது பதிலியிடும் வினைக்குட்படுகிறது. மங்கிய சூரிய ஒளி படும்பொழுது இது குளோ ரின், புரோமின் ஆகியவற்றுடன் வினைப்பட்டு, பதிலியிட்ட பொருள் களைக் கொடுக்கிறது. இதிலுள்ள நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக் களும் ஒன்றன்பின் ஒன்றாக குளோரினால் மாறு கொள்ளப்படு கின்றன.

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$

மீத்தைல் குளோரைடு

$$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

மெத்திலீன் குளோரைடு

$$CH_3Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$$

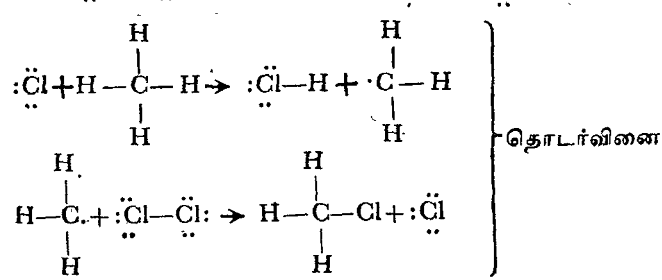
குளோரோ ஃபார்ம்

$$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$$

கரிநார்- குளோரைடு

இந்த வினை, இயங்கு உறுப்புகள் உண்டாவதன் மூலம் ஒரு சங்கிலித் தொடர் வினையாக நிகழ்கிறது.

$$:\ddot{\underset{..}{Cl}} - \ddot{\underset{..}{Cl}}: + \text{ஒளி ஆற்றல்} \rightarrow 2 : \ddot{\underset{..}{Cl}}$$



சூரிய ஒளி நேரடியாகப் படும்பொழுது மீத்தேன், குளோரினுடன் வினைபட்டு கரி, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது.

$$CH_4 + 2Cl_2 \rightarrow C + 4HCl$$

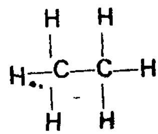
அமிலங்கள், காரங்கள் ஆகியவற்றுடன் இது வினைபுரிவதில்லை. எனினும் நைட்ரிக் அமிலம், ஆவிநிலையில் 400°C வெப்பநிலையில் 10 atm. அழுத்தத்தில் நைட்ரோ மீத்தேனைக் கொடுக்கிறது.

$$CH_4 + HONO_2 \rightarrow CH_3NO_2 + H_2O$$

மீத்தேன் எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது. கருப்பு மசிக்குப் பயன்படும் நுண்கரி உற்பத்தி செய்வதற்கும், மீதைல் ஆல்கஹால்

மீத்தைல் குளோரைடு, மெத்திலீன் குளோரைடு, குளோரோ ஃபார்ம், கரிநாற் குளோரைடு ஆகியவை உற்பத்தி செய்யப் பயன் படுகிறது.

ஈத்தேன்



இது அல்கேன் வரிசையில் இரண்டாவது சேர்மம். இதுவும் எண்ணெய்க் கிணறுகளிலும் கரிவாயுவிலும் உள்ளது.

ஆய்வுக்கூடத்தில், நீரற்ற சோடியம் புரோப்பியனேட், சோடாச் சுண்ணாம்பு கலந்த கலவையைச் சூடுபடுத்தும் பொழுது ஈத்தேன் உண்டாகிறது. இதைத் தண்ணீரில் பிடிக்கலாம்.

$$CH_3CH_2COONa + NaOH \rightarrow C_2H_6 + Na_2CO_3$$

உர்ட்ஸ் தொகுப்பு மூலம் மீத்தைல் அயோடைடையும் சோடியத்தையும் சம மூலக்கூறு எடை எடுத்துக்கொண்டு ஈதரில் ஆவிமீளக் கொதிக்க வைப்பதால் ஈத்தேனைப் பெறலாம்.

$$CH_3I + 2Na + ICH_3 \rightarrow CH_3CH_3 + 2NaI$$

பெருமளவில், எத்திலீனை ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ப்பதால் இதைப் பெறலாம்.

$$C_2H_4 + H_2 \xleftarrow{Ni} C_2H_6$$

ஈத்தேன் நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற ஒரு வாயு. காற்றைவிடச் சற்றே கனமானது. நீரில் சிறிதளவு கரையும்.

ஈத்தேனின் வேதி இயல்புகள் மீத்தேனின் இயல்புகளைப் போன்றதே. ஈத்தேன் தீப்பற்றி எரியும் இயல்புள்ளது. இது காற்றில் ஒளியற்ற சுடருடன் எரிகிறது.

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

600°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தும்பொழுது இது எத்திலீனையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

பதிலிடும் வினை : மங்கிய சூரிய ஒளி படும்பொழுது இது குளோரின், புரோமின் ஆகியவற்றுடன் வினைப்பட்டுப் பதிலிட்ட பொருள்களைக் கொடுக்கின்றது.

$$C_2H_6 + Cl_2 \rightarrow C_2H_5Cl + HCl$$

ஒரு
குளோரோ
ஈத்தேன்

$$C_2H_5Cl + Cl_2 \rightarrow C_2H_4Cl_2 + HCl$$

இரு
குளோரோ
ஈத்தேன்

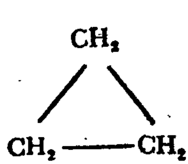
அமிலங்களுடனும் காரங்களுடனும் ஈத்தேன் வினைபடுவ தில்லை. எனினும், ஆவி நிலையில் 400°C வெப்பநிலையிலும், அதி அழுத்த நிலையிலும் நைட்ரிக் அமிலம் ஈத்தேனுடன் வினைப்பட்டு நைட்ரோ ஈத்தேனைக் கொடுக்கிறது.

$$CH_3\ CH_3\ HONO_2 \rightarrow CH_3\ CH_2\ NO_2\ H_2\ O$$

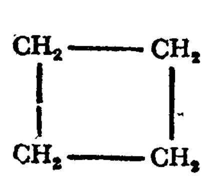
நைட்ரோ ஈத்தேன்

ஈத்தேன் எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது.

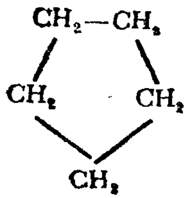
வளைய அல்கேன்கள் : வளைய அல்கேன்கள் அல்லது வளைய பாரஃபின்கள் கரியணுக்களை வளைய அமைப்பில் கொண்டதும் C_nH_{2n} என்ற பொது வாய்பாட்டைக் கொண்டதுமான ஹைட்ரோக் கார்பன்கள். இவை ஒலிஃபீன்களின் மாற்றுகளாக அமையினும் இவை நிறைவுற்ற சேர்மங்களாக இருக்கின்றன. இவற்றிற்குப் பெயரிடும்போது இவற்றிற்குரிய திறந்த அமைப்புக் கொண்ட அல்கேனின் பெயரின் முன்னால் 'வளைய' என்ற பகுதியைச் சேர்த்துப் பயன்படுத்துகிறோம்.



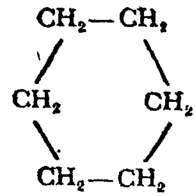
வளைய புரோப்பேன்



வளைய பியூட்டேன்



வளைய பென்டேன்



வளைய ஹெக்சேன்

வளைய அல்கேன்கள், இயற்பண்புகளில் அல்கேன்களை ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால், இவற்றின் கொதிநிலைகள் அவற்றிற்குரிய அல்கேன்களைக் காட்டிலும் கூடுதலாக அமைகின்றன. வளைய புரோப்பேனும், வளைய பென்ட்டேனும் சிறிது குறைவான உறுதிப்பாடுள்ளன. மேல்நிலைப் படிவரிசைச் சேர்மங்கள் உறுதிப்பாடுடையவை. வளையஹெக்சேன் குறிச்சி வச அமைப்பு, படகு வச அமைப்பு ஆகிய இரண்டு வகையினதாக அமைகிறது.



படகுவச அமைப்பு



குறிச்சிவச அமைப்பு

படம் 99

அல்கீன்கள்

அல்கீன்கள் அல்லது ஒலிஃபீன்கள் வரிசைச் சேர்மங்கள் இரு கரியணுக்களிடையே இரட்டைப் பிணைப்பைக் கொண்ட நிறைவுறாத ஹைட்ரோக் கார்பன்கள், இவற்றின் பொது வாய்பாடு C_nH_{2n}. எத்திலீன் இவ்வரிசையில் முதல் சேர்மம். இதன் அமைப்பு $CH_2 = CH_2$ இந்த இரட்டைப் பிணைப்பை எத்திலீன் இணைப்பு என்றும் கூறுவதுண்டு.

பெயரிடுதல் : அல்கீன்களின் பெயர்கள் ஈன் -ene அல்லது இலீன் ylene என முடியும்.

வாய்பாடு	பொதுப் பெயர்	IUPAC பெயர்
$CH_2 = CH_2$	எத்திலீன்	ஈத்தீன்
$CH_3CH = CH_2$	புரோப்பிலீன்	புரோப்பீன்
$CH_3CH_2CH = CH_2$	1-பியூட்டிலீன்	1-பியூட்டீன்.

வடிவ மாற்றியம் : பதிலிடப்பட்ட ஒலிஃபீன்கள் வடிவ மாற்றுகளாக அமைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, இரு மீத்தைல் எத்திலீன் இரண்டு மாற்றுகளாக அமைகின்றன.

$$\begin{array}{c} H - C - CH_3 \\ \| \\ H - C - CH_3 \end{array} \qquad \begin{array}{c} H - C - CH_3 \\ \| \\ CH_3 - C - H \end{array}$$

ஒருபக்க வடிவம்   மாறுபக்க வடிவம்

இரட்டைப் பிணைப்புக்கு ஒரே பக்கத்தில் ஒரே தொகுதி இரண்டு கரியணுக்களிலும் இணைந்திருக்கும் மாற்றுக்கு ஒருபக்க மாற்று என்றும், அவை வெவ்வேறு பக்கங்களில் அமைந்திருந்தால் மாறுபக்க மாற்று என்றும் பெயரிடுகிறோம்.

அல்கீன்களை உண்டாக்கும் பொதுமுறைகள்

ஆல்கஹால்களிலிருந்து ஒரு மூலக்கூறு நீரை அகற்றுவதால் அல்கீன்களைப் பெறலாம். நீரை அகற்றுவதற்கு அடர் கந்தக அமிலம் அல்லது பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம், அல்லது அலுமினா ஆகிய வற்றைப் பயன்படுத்தலாம்.

$$C_nH_{2n+1}OH \xrightarrow[-H_2O]{-H_2O} C_nH_{2n} + H_2O$$

$$CH_3CH_2OH \longrightarrow C_2H_4 + H_2O$$

ஈதைல் ஆல்கஹால்   எத்திலீன்

அல்கைல் ஹாலைடுகளிலிருந்து

(a) ஓர் அல்கைல் ஹாலைடை, ஆல்கஹாலில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைப்படுத்தினால் ஹைடிரஜன் ஹாலைடு நீக்கப் பெற்று ஒலிஃபீன் கிடைக்கிறது.

$$C_nH_{2n+1}X \xrightarrow{-HX} C_nH_{2n} + HX$$

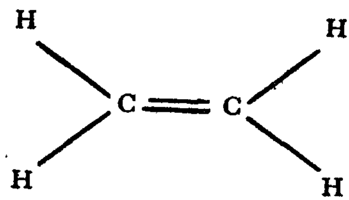
இந்த முறையில் மேல்நிலைப் படிவரிசைச் சேர்மங்கள் கணிசமான அளவில் கிடைக்கின்றன.

(b) அடுத்தடுத்த கரியணுக்களில் ஹாலோஜன் அணுக்கள் கொண்ட இரு ஹாலோஜன் சேர்மங்களைத் துத்தநாகத்துடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தும்பொழுது இரண்டு ஹாலோஜன் அணுக்களும் நீக்கப்படுகின்றன. இதனால் ஓர் அல்கீன் உண்டாகிறது.

$$CH_3CHBrCH_2Br + Zn \rightarrow CH_3\,CH = CH_2 + ZnBr_2$$

1, 2 இரு புரோமோப் புரோப்பேன்   புரோப்பீன்

எத்திலீன் :



எத்திலீன் இயற்கை வாயுவிலும், நிலக்கரி வாயுவிலும், மர வாயுவிலும் உள்ளது.

எத்திலீன் இரு புரோமைடைத் துத்தநாகத் தூளுடன் கலந்து சூடாக்கும்பொழுது எத்திலீன் கிடைக்கிறது.

$$\begin{array}{c} CH_2Br \\ | \\ CH_2\,Br \end{array} + Zn \rightarrow \begin{array}{c} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + ZnBr_2$$

ஆய்வுக்கூட முறை ; ஈதைல் ஆல்கஹாலை, மிகையளவு அடர் கந்தக அமிலம் சேர்த்து 165°-க்கு வெதுப்பும்பொழுது எத்திலீன் உண்டாகிறது.

$$C_2H_5OH \longrightarrow C_2H_4 + H_2O$$

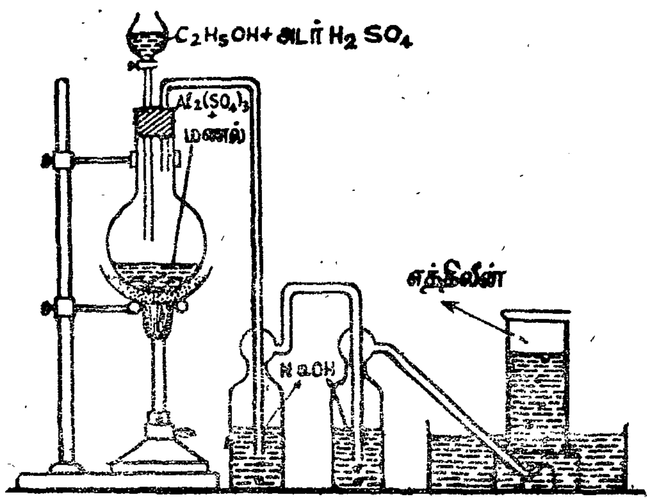
$$C_2H_5OH + H_2SO_4 \xrightarrow{100°C} C_2H_5HSO_4 + H_2O$$

ஈத்தைல் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்

$$C_2H_5HSO_4 \xrightarrow{165°} C_2H_4 + H_2SO_4$$

எத்திலீன்

ஓர் உருண்டையடிக் குடுவையில் ஈதைல் ஆல்கஹாலும் அடர் கந்தக அமிலமும் 1 : 2 என்ற கணக்கில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இந்தக் குடுவையின் வாயில் இரு துளையுள்ள ரப்பர் தக்கையால்



படம் 100
எத்திலீன் தயாரிப்பு

அடைக்கிறோம். ஒரு துளை வழியாக ஒரு பிரிபுனலையும், மறு துளை வழியாக ஒரு விடுகுழாயையும் பொருத்துகிறோம். குடுவைக் குள் சிறிது மணலையும் எடுத்துக் கொள்கிறோம். (இது வினை நடைபெறும்போது வெளிவரும் வெப்பத்தைத் தணிப்பதற்கு உதவும்.) இத்துடன் குடுவையில் நீரற்ற அலுமினியம் சல்ஃபேட் டையும் எடுத்துக்கொள்கிறோம். இது குடுவையிலுள்ள பொருள் கள் நுரைத்துப் பொங்குவதைத் தடுக்கும். குடுவையைச் சூடு படுத்தும்பொழுது எத்திலீன் வெளிவருகிறது. இதனுடன் கரியமில வாயு, கந்தக டையாக்சைடு ஆகியனவும் வெளிவரும். இவற்றை ஒரு கழுவு குப்பியிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் வழியே செலுத்தும்பொழுது அங்கு இவை உறிஞ்சப்பட்டு நீக்கப் படுகின்றன.

வினை நடைபெறும்பொழுது தொடர்ந்து எத்திலீனைப் பெறு வதற்காகப் பிரிபுனலிலிருந்து ஆல்கஹால், கந்தக அமிலம் (1 : 1) கலவையைக் குடுவைக்குள் சேர்த்துக்கொண்டே இருக்கலாம்.

எத்திலீன் நிறமற்ற ஒரு வாயு. இதற்கு இனிப்புச் சுவையும் மணமும் உண்டு. காற்றைவிடச் சற்றே இலேசானது. தண்ணீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரையும்.

பாரஃபின்களைப் போலல்லாமல், எத்திலீன் வினைபடு திறம் உள்ளது. இதற்கு இதன் மூலக்கூறிலுள்ள இரட்டை இணைப்பே காரணம். எத்திலீனின் இயல்புகள் அல்கீன் படிவரிசைச் சேர்மங்களுக்கு முன்மாதிரியாக அமைகின்றன.

காற்று அல்லது ஆக்சிஜனுடன் கலந்து இது வெடிக்கும் இயல்புடைய கலவையாகிறது. இது காற்றில் ஒளிதரும் சுடருடன் எரிந்து கரியமிலவாயுவைக் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

சேர்க்கை வினை

எத்திலீன் ஒரு நிறைவுறாத சேர்மமாக இருப்பதால் இதில் இரண்டு கரியணுக்களுக்கிடையே ஓர் இரட்டைப் பிணைப்பு அமைந்திருக்கிறது. இந்த கரி அணுக்களின் இணைதிறனை நிறைவாக்குவதற்கு எளிது. ஓர் இணைதிறம் உள்ள இரண்டு அணுக்கள் அல்லது தொகுதிகள் இந்த இரட்டைப் பிணைப்புக்குட்பட்ட கரி அணுக்களுடன் சேர்ந்துகொள்ளும். இதனால் இந்த இரட்டைப் பிணைப்புகள் ஒற்றைப் பிணைப்பாக மாறும்.

(a) ஹைட்ரஜனைச் சேர்த்தல்: நிக்கல் உலோகத்தை வினை ஊக்கியாகக் கொண்டு, இதன் மேல் எத்திலீன்-ஹைட்ரஜன் கலவையைச் செலுத்தினால் 200°—300°C வெப்ப நிலையில் சேர்க்கை வினை ஏற்பட்டு ஈத்தேன் உண்டாகிறது.

$$CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3CH_3$$

(b) ஹாலோஜன்களைச் சேர்த்தல்: குளோரின், புரோமின் ஆகியவை எளிதில் எத்திலீனுடன் சேர்த்து இரு ஹாலோஜன் வழிப்பொருளைக் கொடுக்கின்றன.

$$\begin{matrix} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{matrix} + Br_2 \rightarrow \begin{matrix} CH_2Br \\ | \\ CH_2Br \end{matrix}$$

இந்த வினை நடைபெறச் சூரிய ஒளி தேவையில்லை. மேலும் இந்த வினை கரைசலில் ஏற்படுகிறது. நீரில் கரைந்த புரோமின் கரைசலின் வழியே எத்திலீனைச் செலுத்தும்பொழுது புரோமின் தன் நிறத்தை இழக்கிறது. இந்த வினையை ஒரு நிறைவுறாச் சேர்மத்தை இனம் காணப் பயன்படுத்தலாம்.

(c) ஹைட்ரஜன் ஹாலைடு சேர்க்கை: ஹைட்ரஜன் குளோரைடு அல்லது ஹைட்ரஜன் புரோமைடுடன் சேர்ந்து எத்திலீன், ஈத்தைல் ஹாலைடைக் கொடுக்கிறது.

$$\begin{array}{c} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + \begin{array}{c} H \\ | \\ Cl \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_2Cl \end{array}$$

ஈத்தைல் குளோரைடு

(d) ஹைப்போக் குளோரஸ் அமிலச் சேர்க்கை: ஒரு மூலக்கூறு அளவு ஹைப்போக்குளோரஸ் அமிலத்துடன் ஒரு மூலக்கூறு அளவு எத்திலீன் சேர்ந்து எத்திலீன் குளோரோஹைட்ரினைக் கொடுக்கிறது.

$$\begin{array}{c} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + \begin{array}{c} OH \\ | \\ Cl \end{array} \rightarrow \begin{array}{c} CH_2OH \\ | \\ CH_2Cl \end{array}$$

எத்திலீன் குளோரோஹைட்ரின்

(e) கந்தக அமிலச் சேர்க்கை: கந்தக அமிலத்துடன் எத்திலீன் சேர்க்கை வினை புரிந்து ஈத்தைல் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$\begin{array}{c} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + H_2SO_4 \rightarrow \begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_2HSO_4 \end{array}$$

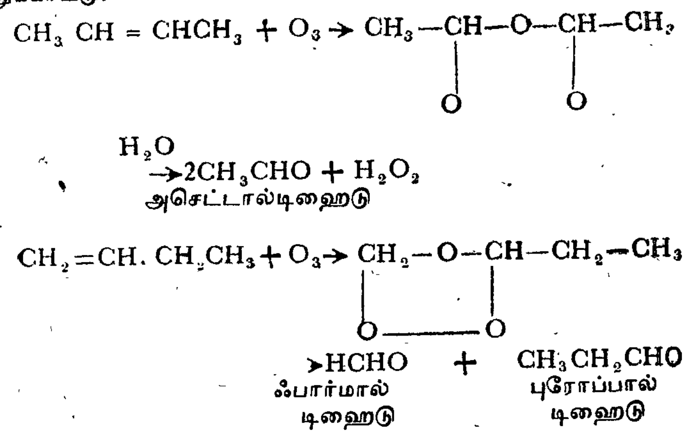
ஈத்தைல் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்

(f) ஓசோன் சேர்க்கை: ஓசோனுடன் எத்திலீன் சேர்ந்து எத்திலீன் ஓசோனைடைக் கொடுக்கிறது. இந்த ஓசோனைத் தண்ணீரில் சேர்த்து நீராற்பகுத்தால், இது ஃபார்மால்டிஹைடையும், ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடையும் கொடுக்கிறது.

$$\begin{array}{c} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + O_3 \longrightarrow \begin{array}{ll} CH_2 - & O \\ | & | \\ O & | \\ | & | \\ CH_2 - & O \end{array} \xrightarrow{+H_2O} 2HCHO + H_2O_2$$

இந்த வினைக்கு ஓசோனாற்பகுப்பு என்று பெயர். இந்த வினையைப் பயன்படுத்தி ஓர் அல்கீனில் எந்த இடத்தில் இரட்டை இணைப்பு இருக்கிறது என்று காணமுடியும்.

எடுத்துக்காட்டு:



(g) **ஆக்சிஜனேற்றம்:** நீர்த்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டும் ஒரு காரக் கரைசலும் கலந்த கலவையினுள் எத்திலீனைச் செலுத்தும்பொழுது எத்திலீன் ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து எத்திலீன் கிளைக்காலைக் கொடுக்கிறது.

$$\begin{matrix} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{matrix} + (O) + H_2O \rightarrow \begin{matrix} CH_2OH \\ | \\ CH_2OH \end{matrix}$$

எத்திலீன் கிளைக்கால்

பலபடியாதல்: அதி அழுத்த நிலையில் அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தினால் எத்திலீன் பலபடியாகப் பாலி எத்திலீனைக் கொடுக்கிறது.

$$n\,C_2H_4 \rightarrow (C_2H_4)_n \qquad n = 600\text{முதல்}1000\text{வரை.}$$

மார்க்கௌனிக்காஃப் விதி

ஒலிஃபீன்களுடன் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடைச் சேர்க்கும்பொழுது ஹைட்ரஜன் அணுவும், ஹாலோஜன் அணுவும் இரட்டைப் பிணைப்பில் ஈடுபட்டுள்ள கரியணுவுடன் சேர்கின்றன. சீர்மை யமைப்புள்ள ஒலிஃபீனுடன் இந்த வினை நடைபெறும்பொழுது ஒரே வினைபொருள்தான் ஏற்படும். இதற்கு எடுத்துக்காட்டாக 2-பியூட்டீனைக் கூறலாம்.

$$\overset{1}{CH_3}\ \overset{2}{CH} = \overset{3}{CH}\ \overset{4}{CH_3} + HBr \rightarrow CH_3\,CH\,Br\,CH_2\,CH_3$$

ரோமின் அணு 2 அல்லது 3 எண்ணுள்ள கரியணு ஏதனுடன் இணைந்தாலும் ஏற்படுவது 2 புரோமோ பியூட்டேன். ஆனால், புரோப்பிலீன் போன்ற சீர்மையற்ற ஒலிஃபீனுடன் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடு சேரும்பொழுது இரண்டு விதமான விளைபொருள்கள் ஏற்பட ஏதுவுண்டு.

$$CH_3CH=CH_2+HX \nearrow CH_3\underset{|}{\underset{H}{CH}}CH_3 \ldots\ldots(I)$$

$$CH_3CH=CH_2+HX \searrow CH_3CH_2\underset{|}{\underset{X}{CH_2}} \ldots\ldots(II)$$

இந்த இரண்டு பொருள்களும உண்டாகின்றன. எனினும் குறைவான அளவு ஹைட்ரஜன் இணைந்த கரியணுவுடன் ஹாலோஜன் இணைந்த சேர்மம் (I) மிகையளவு உண்டாகிறது.

இந்த வினையில் ஏற்படும் விளைபொருள் எது என்பதைத் தெரிந்து கொள்வதற்கு மார்க்கெளனிக்காஃப் (1895) ஒரு விதியை வெளியிட்டார். இந்த விதியின் பொதுக் கருத்து வருமாறு: ஒரு ஒலிஃபீனிக் இணைப்புடன், மின் சீர்மையில்லாத வினைப்பொருளைச் சேர்க்கும்பொழுது, இந்த வினைப்பொருளின் எதிர்மின் முனைப் பகுதி, குறைந்த எண்ணிக்கை ஹைட்ரஜன் அணு இணைந்திருக்கும் கரி அணுவுடன் இணைகிறது.

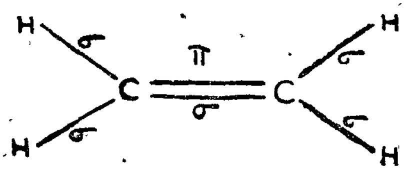
புரோப்பிலீனுடன் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு சேரும்பொழுது ஏற்படுவது வருமாறு:

$$CH_3CH = CH_2+HBr \rightarrow CH_3\underset{|}{\underset{Br}{CH}}CH_3$$

மேலே கண்ட வினையில், வினைப்பொருள் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு இதில் H அணு நேர்மின்சுமையும் Br எதிர்மின்சுமையும் கொண்டுள்ளதால் இதை மின்சீர்மை இல்லாத வினைப்பொருள் என்கிறோம். H நேர்மின் பகுதியாகவும், Br எதிர்மின் பகுதியாகவும் இருக்கின்றன.

எத்திலீனில் உள்ள இரட்டைப் பிணைப்பின் இயல்பு: எத்திலீனில் இரண்டு கரி அணுக்கள் இரட்டைப் பிணைப்பால் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. இவற்றில் ஒன்று சிக்மா (σ) இணைப்பு. இது வலிவுள்ள இணைப்பு மற்றைய இணைப்ப π இணைப்பு. இது வலிவு குறைந்த இணைப்பு.

சேர்க்கை வினையின்போது π இணைப்பு பிளவுறுகிறது. ஒவ்வொரு கரியணுவிலும் புதிய தொகுதிகள் இணைகின்றன. இதனால்



தான் ஒலிஃபீன் இணைப்புள்ள சேர்மங்களில் சேர்க்கை வினை நடைபெறுகிறது.

அல்கைன்கள்

நிறைவுறாத ஹைட்ரோகார்பன்களில், இரண்டு கரி அணுக்களுக்கிடையே மூவிணைப்பு கொண்டுள்ளதும், C_nH_{2n-2} என்ற பொது வாய்பாடுள்ள சேர்மங்களுக்கு அசெட்டிலீன்கள் அல்லது அல்கைன்கள் என்று பெயர், அசெட்டிலீன் HC—CH இந்த வரிசையில் முதல் சேர்மமாக இருப்பதால் இந்த வரிசைச் சேர்மங்களுக்கு அசெட்டிலீன்கள் என்ற பெயர் ஏற்படுகிறது. இதில் உள்ள மூவிணைப்புக்கு அசெட்டிலீன் இணைப்பு என்று பெயர்.

இந்த வரிசைச் சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடும் பொழுது இவற்றை அசெட்டிலீனின் வழிப்பொருளாகக் கருதிப் பெயரிடலாம். இவற்றிற்குரிய அல்கேன்களின் பெயரிலுள்ள '' ஏன் '' விகுதியை '' ஐன் '' -yne விகுதியாக மாற்றியும் பெயரிடலாம்.

$CH \equiv CH$ அசெட்டிலீன், ஈத்தைன்

$CH_3C \equiv CH$ மீத்தைல் அசெட்டிலீன், புரோப்பைன்

அசிட்டிலீன்

$$H{-}C \equiv C{-}H$$

அசிட்டிலீன், நிலக்கரி வாயுவில் உள்ளது. இது பெட்ரோலியத்தை வெப்பத்தால் பிளக்கும்பொழுது கிடைக்கிறது.

உண்டாக்கும் முறை

ஆல்கஹாலில் கரைந்த நாற்புரோமோ ஈத்தேனை, துத்தநாகத்துடன் சூடுபடுத்தும்பொழுது அசிட்டிலீன் ஏற்படுகிறது.

$$\begin{array}{c} CHBr_2 \\ | \\ CHBr_2 \end{array} + 2Z_n \rightarrow \begin{array}{c} CH \\ ||| \\ CH \end{array} + 2Z_n\,Br_2$$

எத்திலீன் இருபுரோமைடை ஆல்கஹாலில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் சூடுபடுத்தும்பொழுது எத்திலீன் உண்டாகிறது.

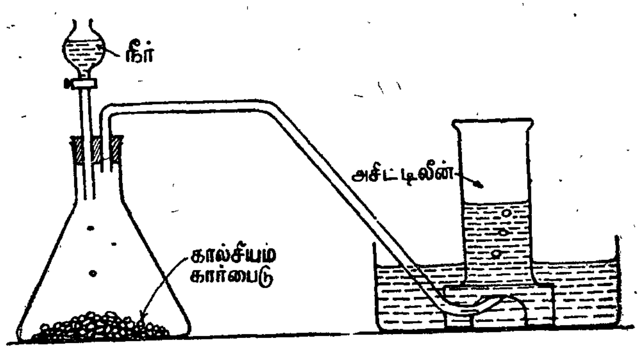
$$\begin{matrix} CH_2Br \\ | \\ CH_2Br \end{matrix} \longrightarrow \begin{matrix} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{matrix}$$

ஆய்வுக்கூடமுறை

கால்சியம் கார்பைடுடன் நீரைச் சேர்க்கும்பொழுது அசிட்டிலீன் உண்டாகிறது.

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

இதற்குப் பயன்படும் சாதனங்களைப் படத்தில் காணலாம்.



படம் 101

கால்சியம் கார்பைடுக் கட்டிகளை ஒரு குடுவையில் எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும். இந்தக் குடுவையின் வாயில் இரண்டு துளை யுள்ள ஒரு தக்கையால் அடைக்கிறோம். ஒரு துளையின் வழியாக ஒரு பிரிபுனலைச் செருகுகிறோம். மறுதுளை வழியாக ஒரு விடு குழலை இணைக்கிறோம். விடுகுழலின் மறுமுனை ஒரு தண்ணீர்த் தொட்டிக்குள் இருக்குமாறு விடுகிறோம். தண்ணீர்த் தொட்டிக்குள் ஒரு மேடையில் வாயு பிடிக்கும் ஜாடியையும் கவிழ்த்து வைக் கிறோம். பிரிபுனலில் தண்ணீரை எடுத்துக்கொண்டு சிறிது சிறி தாகக் குடுவைக்குள் ஊற்றுகிறோம். அசிட்டிலீன் வாயு உண்டா கிறது. இதைத் தண்ணீரில் திரட்டலாம்.

அசிட்டிலீன் ஒரு நிறமற்ற வாயு. இது சிறிது நல்ல மண முடையது: காற்றைக் காட்டிலும் சிறிது இலேசானது. நீரில் அதிகமாகக் கரையாது. எனினும், இது அசிட்டோனில் கரையும்.

காற்றுடனோ ஆக்சிஜனுடனோ கலந்தபொழுது இது எளிதில் வெடிக்கும் இயல்புடைய கலவையாகிறது. இது காற்றில் கரிப்புகை மிகுந்த சுடருடன் எரிகிறது.

$$2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 2\ H_2O$$

சேர்க்கை வினைகள்

அசெட்டிலீனில் உள்ள இரண்டு கரியணுக்களும் ஒரு முப் பிணைப்பால் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. இத்த மூன்று பிணைப்பு களில் ஒன்று சிக்மா (σ) இணைப்பு. இது வலிவுள்ள இணைப்பு. எஞ்சியுள்ள இரண்டு பிணைப்புகளும் π இணைப்புகள். இவை வலிவு குறைந்த இணைப்புகள்.

சேர்க்கை வினையின்போது, வலிவு குறைந்த π இணைப்புகள் பிளவுறுகின்றன. இதன் விளைவாகக் கரி அணுவுடன் வினைப் பொருளிலிருந்து வருகின்ற தொகுதிகள் இணைந்து நிறைவுற்ற சேர்மம் உண்டாகிறது.

ஹைட்ரஜன் சேர்த்தல்

நிக்கலை வினை ஊக்கும் பொருளாகப் பயன்படுத்து, 250°-300°-C வெப்பநிலை அதன்மேல் அசெட்டிலீன் - ஹைட்ரஜன் கலவையைச் செலுத்தும்பொழுது முதலில் எத்திலீனும், பிறகு ஈத்தேனும் கிடைக்கின்றன.

$$HC \equiv CH \longrightarrow H_2C = CH_2 \longrightarrow CH_3CH_3$$

ஹாலோஜன்கள் சேர்க்கை : குளோரினும் அசெட்டிலீனும் வினைப்படும்பொழுது, சேர்க்கை வினை நடைபெறுகிறது. இதன் போது முதலில் அசெட்டிலீன் இருகுளோரைடும், பின்பு அசெட்டிலீன் நாற்குளோரைடும் உண்டாகின்றன.

$$CH \equiv CH \xrightarrow{Cl_2} \underset{\text{அசெட்டிலீன் குளோரைடு}}{ClCH = CHCl} \xrightarrow{Cl_2} \underset{\text{அசெட்டிலீன் நாற்குளோரைடு}}{Cl_2CH - CH\,Cl_2}$$

அசெட்டிலீன் நாற்குளோரைடுக்கு வெஸ்ட்ரான் (westron) என்று பெயர். இது தொழிலகங்களில் கரைப்பானாகப் பயன்படுகின்றது.

குளோரினைப் போலவே புரோமினும் சேர்க்கை வினைக்குட் படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகள் சேர்த்தல்

ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளுடன் சேர்க்கை வினை நடைபெறும் பொழுது முதலில் வினைல் ஹாலைடு உண்டாகிறது; பின்பு எத்திலிடீன் ஹாலைடு உண்டாகிறது.

$$HC \equiv CH \xrightarrow{HBr} CH_2 = CHBr \xrightarrow{HBr} CH_3CHBr_2$$

வினைல் புரோமைடு — எத்திலிடீன் புரோமைடு

தண்ணீர் சேர்க்கை

நீர்த்த கந்தக அமிலக் கரைசலில் பாதரசச் சல்ஃபேட்டை வினை ஊக்கியாகக் கொண்டு, இந்தக் கலவையின் வழியே அசெட்டிலீனைச் செலுத்தும் பொழுது அசெட்டால்டிஹைடு உண்டாகிறது.

$$CH \equiv CH + H_2O \longrightarrow CH_3CHO$$

ஆக்சிஜனேற்றம்

காரத்துடன் கலந்துள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் அசெட்டிலீனை, ஆக்சாலிக் அமிலமாக மாற்றுகிறது.

$$HC = CH \longrightarrow HOOC{-}COOH$$

ஆக்சாலிக் அமிலம்

அமில இயல்புகள்

அசெட்டிலீனில் உள்ள கரிய்ணுக்கள் அமிலங்களில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் போன்ற இயல்பு கொண்டுள்ளன. இவற்றை உலோக அணுக்களால் அகற்றலாம்.

அம்மோனியாவில் கரைந்த வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசல் வழியாக அசெட்டிலீனைச் செலுத்தும்பொழுது, வெள்ளை நிற வெள்ளி அசெட்டிலைடு படிகிறது.

$$C_2H_2 + 2AgNO_3 \longrightarrow Ag_2C_2 \downarrow + 2HNO_3$$

அம்மோனியாவில் கரைந்த குப்ரஸ் குளோரைடு கரைசல் வழியாக அசெட்டிலீனைச் செலுத்தும் பொழுது சிகப்பு நிறம் கொண்ட குப்ரஸ் அசெட்டிலைடு படிகிறது.

$$C_2H_2 + Cu_2Cl_2 \longrightarrow Cu_2C_2 \downarrow + 2HCl$$

பலபடியாதல்

பழுக்கக் காய்ச்சிய குழாய் வழியே அசிட்டிலீனைச் செலுத்தும் பொழுது, இதன் மூன்று மூலக்கூறுகள் ஒன்றாக இணைந்து ஒரு பென்சீன் மூலக்கூறு உண்டாகிறது.

$$3\ C_2H_2 \longrightarrow C_6H_6$$

பென்சீன்

அசிட்டிலீன் விளக்கு எரிப்பதற்குச் சிறிய அளவில் பயன்படுகிறது. பெருமளவில் இது ஆக்சி அசிட்டிலீன் குழல் அடுப்பில் பயன்படுகிறது; இயந்திரத் தொழிற்சாலைகளில் இது உலோகங்களை ஒட்டவும் அறுக்கவும் பயன்படுகிறது. அசிட்டிக் அமிலம், அசிட்டிக் நீரிலி, அசிட்டோன், பென்சீன் முதலியவற்றைத் தொகுக்கப் பயன்படுகிறது. குளோரோ வழிப்பொருளான வெஸ்ட்ரான் எண்ணெய்ப் பசைகளைக் கரைக்கும் கரைப்பானாகப் பயன்படுகிறது பாலிவினைல் குளோரைடு என்னும் பிளாஸ்டிக் செய்வதற்குரிய வினைல் குளோரைடு அசிட்டிலீனிலிருந்து பெறப்படும். வினைல் அசிட்டிலீன், செயற்கை ரப்பர் செய்யப் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. பின்வருவன எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன?
   (அ) மீத்தேன் (ஆ) எத்திலீன் (இ) அசிட்டிலீன்
2. பின்வருவன ஈடுபடும் வினைகளுக்கு வகைக்கு மூன்று எடுத்துக்காட்டுகள் தருக.
   (அ) அல்கேன்கள்
   (ஆ) அல்கீன்கள்
   (இ) அல்கைன்கள்

அத்தியாயம் 9

அரோமாட்டிக் ஹைட்ரோகார்பன்கள்

இயற்கையிலிருந்து பெற்ற பல கரிமச் சேர்மங்கள் நறுமணம் உள்ளனவாக இருக்கின்றன. இவற்றிற்கு அரோமாட்டிக் சேர்மங்கள் என்று பெயர் (கிரேக்கம்: *aroma*-நறுமணம்). இவற்றிற்குப் பொருத்தமான அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்களைக் காட்டிலும் இவை கூடுதலான கரியைக் கொண்டுள்ளன; இவற்றின் மூலக்கூறுகளில் குறைந்தது ஆறு அணுக்கள் இருக்கும்.

இங்கிலாந்தில் பதினெட்டாம் நூற்றாண்டின் இறுதியில் திமிங்கில எண்ணெய், இது போன்ற வேறு சில எண்ணெய்களைச் சிதைத்து வாலை வடித்து விளக்கெரிப்பதற்குரிய வாயுக்களை உண்டாக்கினார்கள். இந்த வாயுவை உருளைகளில் அழுத்தத்தில் அடக்கினார்கள். இதனால் இந்த வாயுவை ஓர் இடத்திலிருந்து மற்றோர் இடத்திற்குக் கொண்டு செல்வது எளிதாகியது. இந்த அழுத்த நிலையில் சிலகாலம் இருந்தபின், உருளைகளில் ஒரு நிற மற்ற, எளிதில் தீப்பற்றிக்கொள்ளும் இயல்புடைய ஒரு நீர்மம் பிரிவதைக் கண்டனர். இந்த நீர்மத்தைப்பற்றி ஆராய்ச்சி செய்ய இது மைக்கேல் ஃபாரடேக்கு கொடுக்கப்பட்டது. இந்த உருளைகளிலிருந்து ஒரு புதிய ஹைட்ரோக் கார்பனைக் கண்டறிந்தார், மைக்கேல் ஃபாரடே.

மரப்பிசின், கோந்து, அதிமணமுள்ள இலவங்கப்பட்டைத் தைலம், மிர்பேன் தைலம், வின்ட்டர்கிரீன் தைலம் போன்றவற்றிலிருந்து வேதியியலார் சில கரிமச் சேர்மங்களைப் பிரித்தெடுத்தனர். இந்தப் பொருள்களெல்லாம். மற்றைய கரிமச் சேர்மங்களிலிருந்து வேறுபட்ட சில சிறப்பியல்புகளைக் கொண்டிருந்ததைக் கண்டனர். இவற்றில் கரியின் விழுக்காடு அதிகம்; மற்றைய சேர்மங்களைக் காட்டிலும் நிலைமைப்பாடு கூடுதலாக உள்ளன; எளிதில் கரியமில வாயுவாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைவதில்லை. சாம்பிராணியைச் சிதைத்து வாலை வடிக்கும்போது இத்தகைய பொருள் ஒன்று கிடைத்தது. இதற்கு பென்சாயிக் அமிலம் என்று பெயரிடப்பட்டது. (சாம்பிராணியின் பெயர் *gum benzoin*). மிட்செர்லிச் இந்த அமிலத்தைச் சோடாச் சுண்ணாம்புடன் சூடு செய்யும்பொழுது ஒரு நீர்மட்டம் கிடைத்தது. இது ஏற்கெனவே ஃபாரடேயால் கண்டு பிடிக்கப்பட்ட ஹைட்ரோக் கார்பன் என்று தெரிந்தது. இதற்கு

மீட்செர்லீச் பென்சைன் (benzene) என்று பெயரிட்டார். இது பின்னர் பென்சீன் (benzene) என மாற்றப்பட்டது. 1845 ஆம் ஆண்டு ஹாஃப்மான் இந்த ஹைட்ரோக்கார்பன் கரித்தாரில் இருப்பதாகக் கண்டறிந்தார். மேற்கூறிய வகைச் சேர்மங்களெல்லாம் பென்சீனின் வழிப்பொருள்கள் எனத் தெரிந்தது. பென்சீனின் வழிப்பொருள் நறுமணமுடையதாகக் காணப் பட்டதால் இந்தச் சேர்மங்களுக்கெல்லாம் 'அரோமாட்டிக்' சேர் மங்கள் எனப் பெயர் வழங்கலாயிற்று. இந்தச் சேர்மங்களெல்லாம் வளையத் தொடர் சேர்மங்களென்றும், குறைந்தது ஆறு கரி யணுக்களைக் கொண்டவை என்றும், இவற்றிற்குரிய சில சிறப் பியல்புகள் (இவற்றைப் பிறகு காணலாம்) உண்டென்றும் கண்ட னர். தற்பொழுது 'அரோமாட்டிக்' என்ற சொல் இத்தகைய சேர்மங்களின் அமைப்பால் ஏற்படும் இயல்புகளைக் குறிக்கப் பயன் படுகிறது. இவற்றிற்குப் பென்சீன் வகைச் சேர்மங்கள் என்றும் பெயர்.

அரோமாட்டிக் ஹைட்ரோகார்பன்கள்

இவ்வகையில் பென்சீன் முதல் சேர்மம்; மற்றைய சேர்மங்க ளெல்லாம் பென்சீன் வழிப்பொருள்கள் எனக் கருதப்படுகின்றன. இந்த அரோமாட்டிக் சேர்மங்களுக்கு, நிலக்கரியைச் சிதைத்துப் பிரித்ததால் பெறப்படும் பலவற்றில் இவை உண்டு. எனவே, நிலக்கரிதான் இவற்றின் மூலப்பொருள். பென்சீன், நாஃப்தலின் இவற்றின் எடுத்துக்காட்டுகள்:

நிலக்கரியை 1000°C வெப்ப நிலைக்கு மேல், காற்றுப்படாத வாறு சூடுபடுத்தும்பொழுது ஆவியாகும் பொருள்கள் வெளி வருகின்றன; கரி தேங்கிவிடுகிறது. இவ்வாறு சிதைத்து வடிக்கும் பொழுது நிலக்கரி வாயு, அம்மோனியா, நிலக்கரித்தார் ஆகிய பல பொருள்கள் கிடைக்கின்றன. வாலையின் அடியில் கல்கரி தேங்கி விடுகிறது. நிலக்கரி வாயு வாலையைவிட்டு வெளிவருகிறது. இதைக் குளிர்வித்துத் திரட்டிக் கொள்ளலாம். இதைவிடக் குறைந்த அளவில் ஆகும் ஆவியாவன அம்மோனியா நீர்மமும், நிலக்கரித் தாரும். அம்மோனியா ஓர் இலேசான நீர்மம். நீருடன் கலந்து கிடைக்கிறது. கரித்தார் ஒரு கெட்டியான பாகு போன்ற நீர்மம். இவை இரண்டும் தனித்தனியாக ஒன்றுடனொன்று கலக்காமல் கிடைக்கின்றன. கரித்தார் பல அரோமாட்டிக் சேர்மங்களுக்கு மூலப் பொருளாக இருக்கிறது.

நிலக்கரித் தாரைப் படிப்படியாக வாலை வடிக்கும்பொழுது வெளிவரும் ஆவி குளிர்வடைகிறது. வெளிவரும் வாலைவடி பொருள்கள் கீழ்க்கண்ட பகுதிகளாகப் பிரிக்கப்படுகின்றன.

பகுதி	வெப்பநிலை	ஒப்படர்த்தி
குறை செறிவு எண்ணெய் (நாஃப்தா)	170° வரை	0.97
நடுத்தரச் செறிவு எண்ணெய் (கார்பாலிக் எண்ணெய்)	170°—230°	1.0—1.02
மிகைச் செறிவு எண்ணெய் (கிரியோசோட் எண்ணெய்)	230°—270°	1.02—1.04
ஆந்த்ரசீன் எண்ணெய் தார் (படிவு)	270°—400°	1.1

குறைசெறிவு எண்ணெய் கந்தக அமிலத்தால் கழுவப்படுகிறது; இதனால் இதிலுள்ள காரப்பொருள்கள் நீக்கப்படுகின்றன. பிறகு சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் கொண்டு கழுவப்படுகிறது. இதனால் அமிலப் பொருள்கள் நீக்கப்படுகின்றன. இறுதியாக நீரால் கழுவவேண்டும். இவ்வாறு கிடைத்த எண்ணெயை மீண்டும் படிப்படியாக வாலை வடிக்கும்போது பல பகுதிகள் கிடைக்கின்றன. இவற்றில் 110°C வரை கொதிநிலையில் கிடைக்கும் எண்ணெய்க்கு 90% பென்சால் என்று பெயர். இதனையும் வாலை வடித்துப் பிரிக்கும்பொழுது பென்சீன் (கொ. நி. 80.4°C), டொலுவீன் (கொ. நி. 110°C). சைலீன் (கொ. நி. 140°C) பிரிக்கப்படு கின்றன.

பென்சீன்

அரோமாட்டிக் சேர்மங்களில் மிக எளிய சேர்மம் பென்சீன். இது ஃபாரடேயால் (1825) கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. இதற்குப் பெயரிட்டவர் மிட்சேர்லிச். இதற்கு வேறு பெயரான 'ஃபினோ' (கிரேக்கம்: *pheno*—ஒளிவிடுவது) லொரான் (Lourent, 1837) என்பவரால் இடப்பட்டது. எளிதில் தீப்பற்றிக் கொண்டு எரிவ தால் இப் பெயர் ஏற்பட்டது. இந்தப் பெயரினின்றும்— C_6H_5 உறுப்புக்கு ஃபீனைல் என்று பெயர் ஏற்பட்டது.

உண்டாக்கும் முறைகள்

1. நிலக்கரித் தாரிலிருந்து பென்சீன் பெருமளவில் கிடைக்கிறது.
2. சோடியம் பென்சோவேட்டைச் சோடாச் சுண்ணாம்புடன் காய்ச்சும்பொழுது பென்சீன் கிடைக்கிறது.

$$C_6H_5COONa + NaOH \rightarrow C_6H_6 + Na_2CO_3$$

சோடியம்
பென்சோவேட்

ஃபீனாலைத் துத்தநாகத் தூளுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தும் பொழுது பென்சீன் கிடைக்கிறது,

$$C_6H_5OH + Zn \rightarrow C_6H_6 + ZnO$$
ஃபீனால்

அசெட்டிலீனைப் பழுக்கக் காய்ச்சிய குழாயின் வழியே செலுத்தும் பொழுது பென்சீன் உண்டாகிறது.

$$3C_2H_2 \rightarrow C_6H_6$$

பென்சீன் நிறமற்றதும், தனக்கொன உரிய ஒரு மணமும் உடைய ஒரு நீர்மம். இது 80.4°C வெப்பநிலையில் கொதிக்கிறது; 5.4°C-ல் உறைகிறது. இது நீரைவிட இலேசானது. (ஒப்புச் செறிவு 0.88): நீருடன் கலக்காது. கொழுப்புப் பொருள்கள், மெழுகுகள். பிசின்கள் இன்னும் பிற கரிமச் சேர்மங்களைக் கரைக் கிறது. இது எளிதில் தீப்பற்றிக்கொள்ளும். இது எரியும்பொழுது புகைக் கரி வெளிவருசிறது.

பென்சீனின் வேதி இயல்புகளை, 'ஆரோமாட்டிக் சேர்மங் கள்' எனப்படுவனவற்றிற்குறிய சிறப்பியல்புகளாகக் கருதுகிறோம். பென்சீனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_6H_6. இந்த வாய்பாடு மிகை யளவு நிறைவுறாதன்மை கொண்டிருப்பதைப் புலப்படுத்தும். இதனால் பென்சீன் நிறைவுறாச் சேர்மங்களுக்குரிய, சேர்க்கை வினைகளைக் கொடுக்கவேண்டும் என எதிர்பார்க்கலாம். அதாவது புரோமின் கரைசலின் பழுப்பு நிறத்தை நீக்கவேண்டும், ஹைட் ரஜன் ஹாலைடுகளுடன் சேர்க்கை வினையைக் கொடுக்க வேண்டும். ஆனால் பென்சீனோ நிறைவுற்ற சேர்மங்க்ளுக்குரிய. பதிலீட்டு வினைகளைக் கொடுக்கின்றனது. இது சாதாரண நிலையில் நடை பெறுகிறது. எனினும், சில சிறப்பு நிலைகளில் சேர்க்கை வினையை யும் கொடுக்கிறது.

ஹாலோஜன் ஏற்றம்: இரும்பு, அயோடின் போன்ற ஹாலோஜன் தாங்கிகள், உடனிருக்கவும், ஒளிபடாதிருக்கும் நிலையிலும் குளோரின், புரோமின் இவற்றுடன் வினைப்படும் பொழுது பென்சீன், பதிலீட்டு வினைக்குட்படுகிறது.

$$C_6H_6 \xrightarrow{Cl_2} C_6H_5Cl \xrightarrow{Cl_2} C_6H_4Cl_2$$

நைட்ரோ ஏற்றம்: சாதாரண வெப்பநிலையில் அடர் நைட்ரிக் அமிலம்-அடர்கந்தக அமிலம் கலந்த கலவையுடன் வினைப்படும் பொழுது நைட்ரோ பென்சீன் உண்டாகிறது.

$$C_6H_6 \rightarrow C_6H_5NO_2 + H_2O$$

நைட்ரோ
பென்சீன்

சல்ஃபோனிக் ஏற்றம்: அடர்கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்து வெப்பப்படுத்தினால் பென்சீன். பென்சீன் சல்ஃபோனிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$C_6H_6 + H_2SO_4 \rightarrow C_6H_5SO_3H + H_2O$$

அல்கைல் ஏற்றம், அசைல் ஏற்றம் (ஃப்ரீடல்-கிராஃப்ட்ஸ் வினை)

நீரற்ற அலுமினியம் குளோரைடு உடனிருக்கும்பொழுது, பென்சீனுடன் ஓர் அல்க்கைல் ஹாலைடு அல்லது அசைல் ஹாலைடு வினைப்பட, பென்சீனிலுள்ள ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுக்குப் பதிலாக ஓர் அல்கைல் அல்லது ஓர் அசைல் தொகுதி பென்சீன் வளையத்தில் ஏறுகிறது.

$$C_6H_6 + ClCH_3 \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5CH_3 + HCl$$

டொலுவீன்

$$C_6H_6 + ClCOCH_3 \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5COCH_3 + HCl$$

அசெட்டைல் குளோரைடு — அசெட்டோஃபீனோன்

சேர்க்கை வினைகள்: பென்சீன்-ஹைட்ரஜன் ஆவிகளின் கலவையை, நுண்ணிதான நீக்கல் வழியே 200° வெப்பத்தில் செலுத்தும்பொழுது வளையஹெக்சேன் உண்டாகிறது

$$C_6H_6 + 3H_2 \rightarrow C_6H_{12}$$

ஒளி நேராகப் படும்பொழுது குளோரின், (புரோமின்) ஆகியவற்றுடன் சேர்க்கை வினை நடைபெறுகிறது; இதன்மூலம் பென்சீன் ஹெக்சாக்குளோரைடு (ஹெக்சாபுரொமைடு) கிடைக்கிறது.

$$C_6H_6 + 3\,Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_6$$

ஒசோனுடன், மெதுவா வினைப்பட்டு பென்சீன் மூவோசோனைடைக் கொடுக்கிறது.

$$C_6H_6 + 3O_3 \rightarrow C_6H_6O_9$$

பென்சீன்
மூவோசோனைடு

கொழுப்புப் பொருள்கள், எண்ணெய்கள், மெழுகுகள், பிசின்கள் ஆகியவற்றைக் கரைக்கும் கரைப்பானாகப் பயன்படுகிறது. உலர் சலவைக்குப் பயன்படுகிறது; மோட்டார் எண்ணெயாகப் பயன் படுகிறது. சாயப் பொருள்கள், மருந்துகள், வெடிமருந்துகள், நறுமணப் பொருள்கள் ஆகியவற்றின் உற்பத்தியில் இது தொடக்கப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

பென்சீனின் கட்டுமானம்

பென்சீனின் கட்டுமான வாய்பாடு பலகாலம் ஒரு சிக்கலாக இருந்தது. இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_6H_6. இந்த வாய்பாடு மிகையளவு நிறைவுறாத் தன்மையைக் காண்பிக்கிறது. எனினும், இது சேர்க்கை வினைகளை எளிதில் தோற்றுவிப்பதில்லை. இதற்குப் பல நெடுந்தொடர் அமைப்புகள் கொடுக்கப்பட்டன. அவற்றில் ஒன்று,

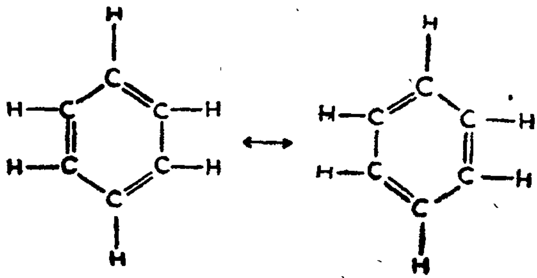
$$CH_3-C\equiv C-C\equiv C-CH_3$$

இது இரு புரோப்பார்கைல் (dipropargyl) என்ற பொருளாகும். இது பென்சீனுக்குரிய மாற்று வாய்பாடுள்ள பொருள். இது பெரு மளவு நிறைவுறாத் தன்மை கொண்டது; இது பென்சீனினின்றும் வேறுபட்டது. இதனுடன் ஹைட்ரஜனை ஏற்றினால் n-ஹெக் சேனைக் கொடுக்கும். ஆனால் பென்சீனுடன் ஹைட்ரஜன் சேர்க் கையால் வளைய ஹெக்சேன் ஏற்படுகிறது. இதனின்றும் பென்சீனை நெடுந்தொடர் வாய்பாட்டால் குறிக்க இயலாது என்ற முடிவு ஏற்படுகிறது.

வளைய அமைப்பு: குளோரினுடன் வினைப்படும் பொழுது பென்சீன் ஒற்றை நைட்ரோ பென்சீனைக் கொடுக்கிறது. மேலும் C_6H_5X என்ற வாய்பாடுள்ள ஒரே ஒருவிதச் சேர்மம்தான் உண்டு. எனவே, பென்சீனிலுள்ள எல்லாக் கரியணுக்களும் ஒரேவிதமான அமைப்பைக் கொண்டிருக்க வேண்டும். கெக்குலே (Kekule) என்பார் பென்சீனுக்கு ஒரு வளைய அமைப்பைக் கொடுத்தார். சீர்மை அறுகோணமாக அமைகின்ற வளையத்தில் ஆறு கரியணுக் களும், ஒவ்வொரு கரியணுவுடன் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு இணைத் ததும், ஒன்றுவிட்டு ஒன்று ஒற்றை, இரட்டைப் பிணைப்புகளால் ஏற்பட்ட ஒரு வளைய அமைப்பு (படம் 102) அது.

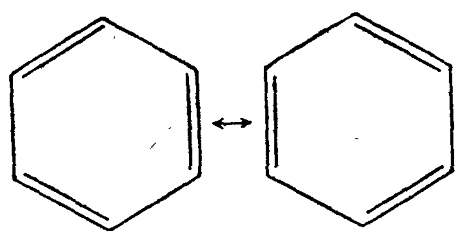
கெக்குலே வாய்பாட்டில் ஒற்றை இணைப்பும் இரட்டை இணைப்பும் ஒன்றுவிட்டொன்று அமைந்திருக்கின்றன. ஒற்றைப் பிணைப்பால் இணைக்கப்பட்ட இரண்டு கரி அணுக்களுக்கு இடை யிலுள்ள தூரம் 1.54Å. இரட்டைப் பிணைப்பால் இணைக்கப்

பட்ட இரண்டு கரியணுக்களுக்கிடையேயுள்ள தூரம் 1.34Å. இத்தகைய இடைவெளி இருப்பதால், வளையமானது சீர்மையுள்ள



படம் 102
கெக்குலேயின் பென்சீன் அமைப்பு

அறுகோணமாக இருக்க இயலாது. எனினும், X-கதிர் ஆய்வு முறைகளாலும், எலக்ட்ரான் விளிம்பு மாற்ற முறைகளாலும், C-C அணுக்களுக்கிடையேயுள்ள தூரம் எல்லாம் ஒரே அளவுள்ளதாக (1.39Å) இருப்பது கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளது. மேலும் கரி அணுக்கள் அனைத்தும் ஒரே தளத்தில் இருப்பதும் கண்டுபிடிக்கப் பட்டுள்ளது. எனவே, தற்பொழுது பென்சீனின் அமைப்பு ஓர் உடனிசைவு (Resonance) அமைப்பாகக் கருதப்படுகிறது. அது வருமாறு:

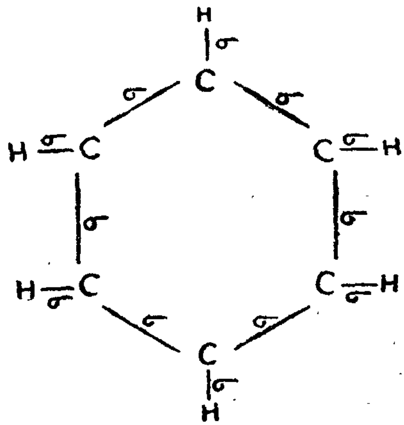


படம் 103
பென்சீனின் உடனிசைவு அமைப்புகள்

இங்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களைக் காட்டவில்லை. இரண்டு கரி அணுக்களுக்கிடையே முழுமையான ஒற்றை இணைப்போ முழுமையான இரட்டை இணைப்போ இல்லை.

பென்சீனில் ஒவ்வொரு கரியணுவும் வேறு இரண்டு கரி அணுக்களுடன் இணைந்திருக்கிறது. இவை சிக்மா இணைப்புகள். இது தவிர ஒவ்வொரு கரி அணுவும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் ஒரு சிக்மா இணைப்பில் ஈடுபட்டிருக்கின்றது (படம் 104.)

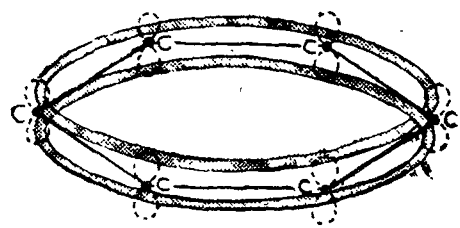
பென்சீனில் மூன்று இரட்டைப் பிணைப்புகள் உள்ளன. இவை மூன்றும் π இணைப்புகள். உடனிசைவு* காரணமாக இந்த



படம் 104

பென்சீனில் σ பிணைப்புகள்

π இணைப்புகள் கட்டுப்பட்டிருப்பதில்லை. π எலக்ட்ரான்கள் புறம்படுகின்றன. பென்சீன் வளையம் இரண்டு π எலக்ட்ரான் திரட்சிக்கிடையே நெருக்கப்பட்டிருக்கின்றன:



படம் 105

பென்சீனில் π எலக்ட்ரான் திரட்சி

இவ்வாறு எலக்ட்ரான்கள் புறப்பட்டதன் விளைவாக பென் சீன் சேர்க்கை விளைவுகளைக் கொடுப்பதில்லை; ஆனால், பதிலீட்டு வினைகளுக்குட்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. பென்சீனின் வேதிப்பண்புகள் யாவை?
2. பென்சீனின் அமைப்பை படம் வரைந்து விளக்குக.

* உடனிசைவு என்பது ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாட்டை இரண்டு அதற்கு மேற்பட்ட சமானமான கட்டுமான வாய்பாடு களால் குறிக்கப்படும் இயல்பு.

அத்தியாம் 10

பெட்ரோலியமும் நிலக்கரியும்

நிலத்தினடியிலிருந்தும் சில எண்ணெய்க் கிணறுகளிலிருந்தும் பெட்ரோலியம் கிடைக்கிறது. இதனின்றும் சுத்தமாகப் பிரித்த பொருள்களில் ஒன்று பெட்ரோல் என்பது.

பெட்ரோலியம் பாகுபோன்ற, கருமை நிற நீர்மமாகக் கிடைக்கிறது. இது வெறுப்பூட்டும் மணமுடையது. இது நிலத்தின் ஆழப்பகுதிகளில் அடைபட்டுக் கிடக்கிறது. உப்பு நீரின் மேல் மிதந்து கொண்டிருக்கிறது. எளிதில் ஆவியாகும் ஹைட்ரோக் கார்பன்கள் இதை மூடியிருக்கின்றன. இவற்றையே நாம் இயற்கை வாயு என்கிறோம் இது முதல் ஆறு பாரஃபின்களால் ஆன கலவை.

பெட்ரோலியம் அனைத்தும் ஒரே வகையான பொருள்களைக் கொண்டிருப்பதில்லை. அவைகிடைக்கும் இடத்திற்கேற்ப மாறுபடுகின்றது. எனினும் அனைத்தும் அல்கேன்கள், வளைய அல்கேன்கள், அரோமாட்டிக் ஹைட்ரோக் கார்பன்கள் ஆகியவற்றைக் கொண்டிருக்கின்றன. மிகக் குறைந்த கொதிநிலை கொண்டவை. அனைத்தும் அல்கேன்களைக் கொண்டிருக்கின்றன எல்லா இடங்களில் கிடைப்பனவற்றிலும் இவையே உள்ளன. கூடுதலான கொதிநிலை உள்ளவைகளில், அவை கிடைக்கும் இடத்தைப் பொறுத்து அல்கேன்கள் மாறுபடுகின்றன. ஹைட்ரோ கார்பன்கள் தவிர ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், கந்தகம் கலந்த சேர்மங்களும் சேர்ந்தே கிடைக்கின்றன.

நிலத்தினடியில் உள்ள பெட்ரோலியத்தை மேலே கொணர்வதற்கு, நிலத்தில் எண்ணெயைக் கொண்டுள்ள மணல் கிடைக்கும் வரை துளையிடுகிறோம். அத் துளையின் வழியே குழாய்களைச் செருகுகிறோம். நிலத்தினடியிலுள்ள அழுத்தத்தின் விளைவாகச் சில சமயம் எண்ணெய் பீறிட்டுக்கொண்டு வெளிவருவதுண்டு. அழுத்தம் குறைந்த உடன் எண்ணெயை இறைத்துப் பெற வேண்டும்.

பெட்ரோலியத்தைச் சுத்தப்படுத்திப் பிரித்தல்

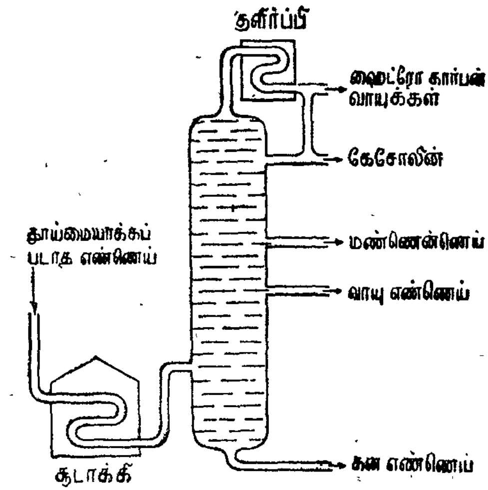
நிலத்திலிலிருந்து கிடைக்கும் பெட்ரோலியம் பல கொதிநிலைகள் கொண்ட நீர்மங்களும், அவற்றில் கரைந்த வாயுப் பொருள்

களும், திண்மப் பொருள்களும், அரைகுறைத் திண்மப் பொருள் களும் கலந்த கலவையாகும். இவற்றை வாலை வடித்துப் பிரித்துப் பல பயனுள்ள பொருள்களைப் பெறலாம். பெட்ரோலியத்தைத் தொடர் முறையில் வாலை வடித்துப் பிரிக்கிறோம்.

கூம்பு வடிவ அடிப்பாகம் கொண்ட இரும்புத் தொட்டிகளில் மணல், நீர் கலந்த எண்ணெய்க் குழம்பை இட்டு, அழுத்தமான நிலையில் நீராவிக் குழாய்கள் மூலமாக வெதுப்புகிறோம். இந்த வெப்பத்தால் குழம்பு பிரிந்து இரண்டு நீர்மங்களாகப் பிரிகிறது. வாயுக்கள், நீர்மங்கள், திண்மப் பொருள்கள் ஆகியவற்றைத் தனித்தனியே பிரித்தெடுக்கலாம்.

வெளிவருகிற காற்றுப் பொருள்களை எரிபொருளாகப்பயன் படுத்துகிறோம். ஒரு பகுதியைக் குறுக்கி நீர்மமாக மாற்றுகிறோம். மேல்தளத்தில் சேர்கிற நீர்மத்தைப் பிரித்து இதைக்குளிர்விக்கும் பொருளாகவும் பயன்படுத்துகிறோம். இதனால் இதன் வெப்ப நிலை 150°C வெப்பநிலைக்கு உயர்கிறது.

இதைச் சுருள் குழாய்களின் வழியாகச் செலுத்தி சுமார் 400°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்துகிறோம். இவ்வாறு சூடுபடுத்தப் பட்ட எண்ணெய், ஆவியாக்கும் பெரிய கலங்களில் செலுத்தப்படு



படம் 106

கிறது. இங்கு ஆவிகள் மேலெழும்பி வெளியேறுகின்றன. இதன் அடியிலிருந்து எரிபொருள் எண்ணெய் தேங்குகிறது.

ஆவியாக்கும் கலங்களிலிருந்து வெளிவரும் ஆவிகளை வடித்துப் பிரிக்கும் அடுக்குகள் வழியே செலுத்திப் பல நீர்மங்கலாகப் பிரிக்கிறோம். சில நீர்மங்களைக் கீழே கண்ட பட்டியலில் காணலாம்.

பகுதிகள்	கொதிநிலை	பயன்கள்
1. வாயு	< அறை வெப்பம்	எரிபொருள்,
2. நாஃப்தா	18°—150°	
(a) பெட்ரோலியம்,	18°— 70°	வார்னிஷ். ரப்பர் முதலிய வற்றைக் கரைக்க, உலர் சலவைத்தொழில்
(b) பெட்ரோல்	70°—90°	கார் எண்ணெய், உலர் சலவைக்கு
(c) லிக்ராயின்	90°—120°	கரைப்பான், உலர் சலவைக்கு
(d) பென்சைன்	120°—150°	வார்னிஷுக்கு, உலர் சலவைக்கு
3. கெரோசின்	150°—300°	எரிபொருள், விளக்கெரிக்க,
4. கன எண்ணெய்	>—300°	டீசல் எஞ்சினில்
5. ஆவியாக்கும் கலங்களிலிருந்து கிடைக்கும் படிவு.		
(a) பாரஃபின் மெழுகு		மெழுகுவர்த்திகளுக்கு, தோல்மெருகிட
(b) மசகு எண்ணெய்		மசகுக்கு
(c) வாசலைன்		அழகுப் பொருள்கள், களிம்புகள், மசகுகள்,
(d) தார்		சாலை அமைக்க
(e) பெட்ரோலியம், கரி	தாரை மீண்டும் வாலை வடிக்கும் பொழுது	எரிபொருள்

பெட்ரோ வேதிப்பொருள்கள்

இயற்கை வாயு என்பது அல்கேன்களும் அல்கீன்களும் கலந்தது. பெட்ரோலியத்தைச் சிதைத்துப் பிளக்கும்பொழுது இத்தகைய ஹைட்ரோக் கார்பன்கள் பெருமளவில் கிடைக்

கின்றன. பெட்ரோ-வேதிப் பொருள்கள் என்று கூறப்படும் பல விதமான பொருள்கட்கு இந்த வாயுக்களே மூலப்பொருள்களாக அமைகின்றன.

எடுத்துக்காட்டு :

பென்சீன், ஆல்கஹால், D. D. T., காமெக்சேன், ஹாலோ ஜன் சேர்மங்கள், அமிலங்கள் முதலியவை பெட்ரோ வேதிப் பொருள்கள்.

சிதைத்துப் பிளத்தல்

ஒரு கரிமச் சேர்மத்தைச் சூடுபடுத்துவதால் அச் சேர்மம் பிளவுறும் வினைக்கு வெப்பத்தாற் பகுத்தல் எனப் பெயர். இந்த முறையைப் பாரஃபின்களுக்குப் பயன்படுத்தும்பொழுது இதைச் சிதைத்துப் பிளத்தல் என்கிறோம்.

பாரஃபின்களை 500° — 600°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தும் பொழுது இவை சிறிய மூலக்கூறுகளாகப் பிளவுறுகின்றன. இதனால் ஏற்படும் விளைபொருள்கள், 1. தாய் பாரஃபினின் அமைப்பு 2. வினையின் அழுத்தம் 3. சிலிக்கா-அலுமினா, சிலிக்கா-அலுமினாதோரியா போன்ற வினையூக்கிகள் அல்லது இவை இல்லாத வினை ஆகியவற்றை பொறுத்தது.

பெட்ரோலியத்தைப் பிளக்கும்பொழுது ஏற்படும் பல பொருள் களில் நான்கு கரியணுக்கள் வரையான சேர்மங்களே. இவற்றிற்கு காசோலின் (gasoline) எனப் பெயர். இவை மீத்தேன், ஈத்தேன், புரோப்பேன், எத்திலீன், புரோப்பிலீன் முதலியன.

இந்தப் பிளப்பு முறையை நீர்மநிலைப் பிளப்பு, வாயுநிலைப் பிளப்பு என இருவகையாகப் பிரிக்கலாம். கன எண்ணெயை அதற்குப் பொருத்தமான வெப்ப நிலையிலும் (475—530°C) 7 முதல் 68 atm. அழுத்த நிலையிலும் சூடுபடுத்தும்பொழுது இது பிளவுறுகிறது. இது நீர்மநிலைப் பிளவு ஆகும். கெரோசினை 3.5 முதல் 10 atm. அழுத்த நிலையில் 600°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தும்பொழுது இது ஆவிநிலையில் பிளவுறுகிறது.

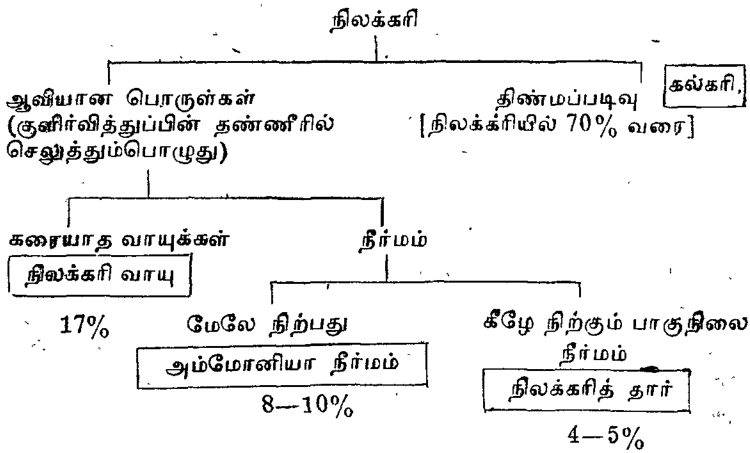
பெட்ரோ வேதித் தொழில் கடந்த முப்பது ஆண்டுகளில் பெரும் முன்னேற்றம் அடைந்துள்ளது. அலிப்ஃபாட்டிக் வேதிப் பொருள்களுக்குப் பெட்ரோலியமும் இயற்கை வாயுவும் முக்கியமான மூலப்பொருள்களாக அமைகின்றன. அரோமாட்டிக் வேதிப் பொருள்களுக்கு மூலப்பொருளாக நிலக்கரித் தார் அமைந்தாற்

போன்று அலிஃபாட்டிக் சேர்மங்கட்குப் பெட்ரோலியமும் இயற்கை வாயுவும் அமைகின்றன.

நிலக்கரி

நிலத்தினடியிலிருந்து தோண்டி எடுக்கப்படும் நிலக்கரி தனித்த கரியன்று. இது பல சிக்கலான கரிமச் சேர்மங்கள் கொண்டது. புகைமலி கரி (bituminous coal) என்பது 32—40% ஆவியாகும் கரிமச் சேர்மங்களைக் கொண்டுள்ளது.

புகைமலி கரியை 1000°,—1400° வரை சிதைத்து வடிக்கும் பொழுது வருகின்ற முக்கியமான பொருள்களைக் கீழே குறிப்பிட்டிருக்கிறோம்.



'வாயுக்கரி' என்னும் பொருளும் கிடைக்கிறது. இது வாலையின் சுவர்களில் படிந்து கிடைக்கிறது.

நிலக்கரி வாயு: எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது. இது விளக்கு எரிக்கவும் பயன்படுகிறது. பல உலோகத் தொழிற்சாலைகளில் மந்தமான சூழலை ஏற்படுத்துவதற்குப் பயன்படுகிறது.

நிலக்கரித் தார்: இது கெட்டியான கறுத்த நீர்மம். இது பென்சீன், டொலுவீன், நாஃப்தலீன், ஃபீனால் முதலிய பல கரிமச் சேர்மங்களை உற்பத்தி செய்யப் பயன்படுகிறது. இவை சாயங்கள், மருந்துப் பொருள்கள், வெடி மருந்துகள், தொற்று நீக்கிகள், நறுமணப் பொருள்கள் ஆகியவற்றை உற்பத்தி செய்யப் பயன்படுகின்றன.

அம்மோனியா நீர்மம்: அம்மோனியாவை உற்பத்தி செய்ய இது பயன்படுகிறது. அம்மோனியாவிலிருந்து உரமாகப் பயன்படும் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் உற்பத்திசெய்யப் பயன்படுகிறது.

கல்கரி: இது எரிபொருளாகவும், உலோகத் தொழிலில் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகவும் பயன்படுகிறது.

வாயுக்கரி: இது வாயுநிலையிலுள்ள கரியன்று. இது வாலையின் சுவர்களில் குளிர்ந்து படியும் குச்சி வடிவப் பொருள். இது மின்சாரத்தைக் கடத்தப் பயன்படுகிறது.

ஃபிஷர்-ட்ராப்ச் முறை

பெட்ரோலியத்தில் அடங்கி இருக்கும் ஹைட்ரோக் கார்பன்கள் இயற்கையில் கிடைப்பவை. இவை பெரிய மூலக்கூறுகளாலான ஹைட்ரோக் கார்பன்கள்: இவை நீளமான தொடர் கொண்ட மூலக்கூறுகள். இந்தப் பெட்ரோலிய வகை ஹைட்ரோ கார்பன்களைக் கார்பன்மானாக்சைடு, ஹைட்ரஜன் ஆகிய சிறிய மூலக்கூறுகளிலிருந்து தொகுக்கலாம். இவற்றைச்சில வினை ஊக்கிகளுடன் 108°—250° வரை வெப்பநிலையில், சாதாரண அழுத்த நிலையிலோ அல்லது மிதமான (சுமார் 10 atm. வரை) அழுத்த நிலையிலோ சூடுபடுத்தும்பொழுது பெட்ரோலிய வகைப் பொருள்கள் தொகுக்கப்படுகின்றன. இந்தத் தொகுப்பு முறைக்கு 'ஃபிஷர்-ட்ராப்ச் முறை' என்று பெயர். கோபால்ட்டும் கீசல்கூரும் சிறிதளவு தோரியா, மெக்னீஷியா கலந்த கலவை ஒரு சிறந்த வினை ஊக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

$$x\,CO \times yH_2 \rightarrow \text{நிறைவுற்ற, நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்கள்} \times H_2O$$

இந்த வினைகள் சிக்கலானவை. முதலில் கோபால்ட் (அல்லது இரும்பு) கார்பைடு உண்டாகிறது. இந்தக் கார்பைடு ஹைட்ரஜனுடன் வினைப்பட்டு மெத்திலீன் உறுப்புகளை உண்டாக்குகின்றன. இந்த மெத்திலீன் உறுப்புகள் அதிவினைபுரி இயல்புடையவை. இவை உடனே பலபடியாகின்றன. இதனால் நெடுந்தொடர் அல்க்கேன்களும் அல்கீன்களும் உண்டாகின்றன. இந்த முறையின் மூலம் புரோப்பேனிலிருந்து, கெட்டியான மெழுகு வரையுள்ள ஹைட்ரோ கார்பன்கள் (கொ. நி. >450°C) கிடைக்கின்றன. ஹைட்ரோ கார்பன்கள்தவிர ஆக்சிஜனைக் கொண்ட சேர்மங்களும் உண்டாகின்றன. இவற்றுள் மீத்தைல், ஈத்தைல், புரோப்பைல். அமைல் ஆல்கஹால்கள், அசெட்டால்டிஹைடு, அசெட்டிக் அமிலம், புரோப்பியானிக் அமிலம், அசெட்டோன், ஈதைல் மீதைல் கீட்டோன் ஆகியவை சில.

உயர்ந்த வெப்பநிலையிலும் (450°C) உயர் அழுத்த நிலையிலும் (300 atm) தோரியா அல்லது தோரியா - அலுமினா கலவையை வினை ஊக்கியாகப் பயன்படுத்தும் பொழுது கிளைத் தொடர் அமைப்புள்ள அல்கேன்கள் கணிசமான அளவில் உண்டாகின்றன. குறைந்த வெப்பநிலையில் (ஐசோபியூட்டைல் போன்ற) கிளைத்தொடர் ஆல்கஹால்கள் மிகுதியாக உண்டாகின்றன.

இந்த ஃபிஷர்-ட்ராப்ச் முறைக்கு வேண்டிய கார்பன் மானாக்சைடைப் பெறுவதற்குச் செந்தழலுள்ள கரியின் வழியே நீராவியைச் செலுத்திப் பெறலாம். அடிப்படையில் இந்த முறை பெட்ரோலிய வகை ஹைட்ரோக் கார்பன்களை, நேரடியாகத் தனிமங்களிலிருந்து தொகுப்பதற்குச் சமமாகிறது.

அத்தியாயம் 11

உப்பீனி வழிப்பொருள்கள்

நிறைவுற்ற ஹைடிரோ கார்பன்களிலுள்ள ஹைடிரஜன் அணுக்களுக்குப் பதிலாக, ஹாலோஜன் அணுக்கள் ஏற்றப்பட்டால் ஹாலோஜன் வழிப்பொருள்கள் ஏற்படுகின்றன. ஹாலோஜன் அணு அல்கைல் தொகுதியுடன் பொருத்தப்பட்டிருந்தால் அத்தகைய பொருள்களை அல்கைல் ஹாலைடுகள் என்றும், ஹாலோஜன் அணு ஓர் அரோமேட்டிக் கருவுடன் இணைக்கப்பட்டிருந்தால் அவற்றை அரைல் ஹாலைடுகள் என்றும் அழைக்கிறோம். மீதைல் குளோரைடு, CH_3Cl, ஈதைல் அயோடைடு C_2H_5I ஆகியவை அல்கைல் ஹாலைடுகள். ஃபீனைல் ஹாலைடு அல்லது குளோரோ பென்சீன், C_6H_5Cl என்பது ஒரு அரைல் ஹாலைடு. ஓர் அரைல் சேர்மத்திலுள்ள பக்கத் தொடரில் ஹாலோஜன் அணு அமைந்திருந்தால் அத்தகைய சேர்மத்தை அரல்க்கைல் ஹாலைடு என்கிறோம். பென்சைல் குளோரைடு, $C_6H_5CH_2Cl$ என்பது இவ்வகையிலொன்று. ஹாலோஜன் பதிலீட்ட சேர்மங்களில் இன்னும் வேறு விதங்களும் உண்டு. அவை ஒரு மூலக்கூறில் அமைந்துள்ள ஹலோஜன், அணுக்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்தது. இவை ஒற்றை ஹாலோஜன், இரட்டை ஹாலோஜன், முக்ஹாலோஜன் முதலிய வகையின் ஒற்றை ஹாலோஜன் வழிப்பொருள்களை அவை எத்தகைய ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெயர்ச்சி செய்ததால் ஏற்பட்டதோ அதைப் பொறுத்து ஓரிணைய, ஈரிணைய, மூவிணைய வழிப்பொருள்கள் எனப் பாகுபாடு செய்கிறோம்.

RCH_2X	R_2CH	R_3CH
ஓரிணைய அல்கைல் ஹாலைடு	ஈரிணைய அல்கைல் ஹாலைடு	மூவிணைய அல்கைல் ஹாலைடு
1°	2°	3°

பெயரிடும் முறை

IUPAC முறைப்படி, ஹாலோஜன் சேர்மங்களை ஹைடிரோ கார்பன்களில் பதிலியிட்ட பொருள்களாகக் கருதுகிறோம். மூல ஹைட்ரோக் கார்பனின் பெயரின்முன் 'ஃபுளோரோ, குளோரோ, புரோமோ, அயோடோ என்ற பகுதியைச் சேர்த்து ஒரே சொல்

லாலான பெயரை இடுகிறோம். ஒற்றை இரட்டை ஹாலோஜென் போன்ற எளிய சேர்மங்களை வழக்கமாக ஹாலைடுகள் என்று கூறுகிறோம். எந்தத் தொகுதியுடன் ஹாலோஜன் அணு இணைந் திருக்கிறதோ அதன் பெயரை முதலில் பெய்து பெயரிடுகிறோம். மாதிரிக்கு CH_3I என்பதை மீதைல் அயோடைடு என்றும், $CH_3CHBrCH_3$ என்பதை ஐசோப் புரோப்பைல் புரோமைடு என்றும் கூறுகிறோம். பல்வேறு ஹாலோஜன் அணுக்கள் அடங் கியவற்றிற்கு IUPAC பெயர்களை இடுகிறோம். ஒன்றுக்கு மேற் பட்ட ஹாலோஜென் அணுக்களைக் கொண்டிருக்கும் சேர்மத்தின் பெயரைக் குறிக்கும்பொழுது ஹாலோஜன்களை அவற்றின் பெயர் அகர வரிசையில் குறிக்கிறோம். சில சேர்மங்களின் பெயர் களைக் கீழே காணலாம். பொது வழக்கிலுள்ள பெயர்கள் அடைப் புக்குள் கொடுக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

CH_3Cl குளோரோ மீத்தேன் (மீத்தைல் குளோரைடு)

CH_3CH_2I அயோடோ ஈத்தேன் (ஈத்தைல் அயோடைடு)

$CH_3CH_2CH_2I$ 1-அயோடோப் புரோப்பேன் (n-புரோப்பைல் அயோடைடு)

CH_3CHICH_3 2-அயோடோப் புரோப்பேன் (ஐசோப் புரோப்பேன் அயோடைடு)

$CH_3-C(CH_3)_2-CH_2-Br$ 1-புரோமோ 2:2 இருமீத்தைல் புரோப் பேன் (நியோ-பென்டைல் புரோமைடு)

$CH_3CH_2CH_2CH_2Cl$ 1-குளோரோ பியூட்டேன் (n-பியூட்டைல் குளோரைடு)

$CH_3-C(CH_3)_2-Cl$ 2-குளோரோ-2-மீதைல் புரோப்பேன் (tert பியூட்டைல் குளோரைடு)

தயாரிப்பு பொது முறைகள்

அல்கேன்களிலிருந்து: குளோரினும் புரோமினும் அல்கேன் களுடன் வினைப்படும்பொழுது பதிலிட்ட பொருள்கள் விளை

கின்றதை ஏற்கனவே தெரிந்திருக்கிறோம். இந்த முறைப்படி அல்கைல் ஹாலைடுகளை உண்டாக்கும் பொழுது, பல ஹாலைடு களும் கலந்து கிடைக்கின்றன. மேலும் அல்கைல் அயோடைடு களை இந்த முறையால் உண்டாக்க முடியாது. இதற்குக் காரணம் அல்கைல் ஹாலைடுகள் உண்டாகும் பொழுது கூடவே விளையும் ஹைட்ரயோடிக் அமிலம் அல்கைல் அயோடைடுகளை அல்கேன் களாக மாற்றுவதே.

$$CH_4 + I_2 \rightleftharpoons CH_3I + HI$$

ஆல்கஹால்களிலிருந்து: பாஸ்பரஸ் ஹாலைடுகள், ஹைடிர ஜன் ஹாலைடுகள் அல்லது தயோனில் ஹாலைடு ஆகியவற்றை ஆல்கஹால்களுடன் வினைப்படுத்தி அல்கைல் ஹாலைடுகள் பெற லாம்.

$$C_2H_5OH + PCl_5 \rightarrow C_2H_5Cl + POCl_3 + HCl$$

ஈதைல் ஆல்கஹால் — பாஸ்பரஸ் ஐங்குளோரைடு — ஈத்தைல் குளோரைடு

நீரகற்றும் இயல்புடைய பொருள் உடன் இருக்க, ஆல்க ஹால் ஆனது ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுடன் வினைப்பட்டு அல்கைல் ஹாலைகடுளைக் கொடுக்கும்; அடர்கந்தக அமிலத்தையோ நீரற்ற துத்தநாகக் குளோரைடையோ நீரகற்றும் பொருளாகப் பயன் படுத்தலாம்.

$$C_2H_5OH + HCl \rightarrow C_2H_5Cl + H_2O$$

தயோனைல் குளோரைடை ஆல்கஹால்களுடன் வினைப் படுத்துவதன்மூலம் அல்கைல் குளோரைடுகளைப் பெறலாம்.

$$ROH + SO_2Cl_2 \rightarrow RCl + SO_2 + HCl$$

அல்கீன்களிலிருந்து: இரட்டை இணைப்பைக் கொண்டுள்ள நிறைவுறா ஹைடிரோக் கார்பன்களுடன் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகள் வினைப்படும்பொழுது அல்கைல் ஹாலைடுகள் சேர்க்கைப் பொரு ளாக விளைகின்றன.

$$CH_2 = CH_2 + HBr \rightarrow CH_3CH_2Br$$

அல்கைல் ஹாலைடு வரிசைச் சேர்மங்களுக்கு முன்மாதிரி யாக ஈத்தைல் அயோடைடை எடுத்துக்கொள்ளலாம். அல் கைல் ஹாலைடுகள் பொதுவாக அதிவினைபுரி இயல்புடையவை.

இவற்றிலுள்ள ஹாலோஜென் அணுக்கள் விரைவில் பிற தொகுதிகளால் அகற்றப்படும் இயல்புடையவை. அயோடைடுகள் புரோமைடுகளைக் காட்டிலும் விரைவில் வினைப்படும் மூவிணைய ஹாலைடுகள். ஈரிணைய ஹாலைடுகளும், ஓரிணைய ஹாலைடுகளைக் காட்டிலும் அதிவினை புரிவனவாக இருக்கின்றன.

அல்கேன்கள் உண்டாவது

பிறவி நிலை ஹைட்ரஜனுடன் வினைப்படும் பொழுது அல்கைல் ஹாலைடுகள் அவ்வவற்றிற்குறிய அல்கேன்களைக் கொடுக்கின்றன.

$$CH_3\,CH_2\,I + 2H \rightarrow CH_3\,CH_3 + HI$$

சோடியம் உலோகத்தின்மூலம் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் அடையும் பொழுது ஆல்கைல் ஹாலைடுகள், மேல்நிலை அல்கேன்களைக் கொடுக்கின்றன. இவ் வினை உர்ட்ஸ் தொகுப்பு வினைமூலம் நடைபெறுகிறது.

$$2CH_3I + 2Na \rightarrow CH_3CH_3 + 2NaI$$

அல்கீன்கள் உண்டாதல்

ஆல்கஹாலில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக் சைடுடன் அல்கைல் ஹாலைடுகளைக் கொதிக்க வைக்கும்பொழுது ஹைட்ரஜன் ஹாலைடு நீங்குகிறது; இதன் விளைவாக அல்கீன்கள் ஏற்படுகின்றன.

$$CH_3CH_2CH_2I \rightarrow CH_3CH=CH_2 + HI$$

ஆல்கஹ்ால் உண்டாதல்

நீரில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுடனோ அல்லது நீர் கலந்த வெள்ளி ஆக்சைடுடனோ வினைப்படும் மொழுது அல்கைல் ஹாலைடு ஆல்கஹால்களை ஏற்படுத்துகின்றன.

$$C_2H_5I \xrightarrow{KOH} C_2H_5OH$$

சயனைடுகள் உண்டாதல்

ஆல்கஹாலில் கரைத்த பொட்டாசியம் சயனைடுடன் அல்கைல் ஹாலைடுகள் வினைப்படும் பொழுது ஹாலோஜன் அணு, ஒரு சயனைடு தொகுதியால் அகற்றப்படுகிறது; இதன் மூலம் ஒரு சயன்னடு ஏற்படுகிறது.

$$\underset{\text{ஈதைல் அயோடைடு}}{CH_3\,CH_2\,I} + KCN \longrightarrow \underset{\text{ஈதைல் சயனைடு}}{CH_3\,CH_2\,CN} + KI$$

அமீன்கள் உண்டாதல்

ஆல்கஹாலில் கலந்த அம்மோனியாக் கரைசலுடன் அழுத்த நிலையில் வினைப்படும்பொழுது பல அமீன்களின் கலவை உண்டாகிறது.

$C_2H_5I + NH_3 \longrightarrow C_2H_5NH_2 + HI$
ஈதைல் அமீன்

$C_2H_5I + C_2H_5NH_2 \longrightarrow (C_2H_5)_2NH_2 + HI$
ஈரீத்தைல் அமீன்

$C_2H_5I + (C_2H_5)_2NH \longrightarrow (C_2H_5)_3N + HI$
மூவீத்தைல் அமீன்

$C_2H_5I + (C_2H_5)_3N \longrightarrow N(C_2H_5)_4I$
நால் ஈத்தைல் அம்மோனியம் அயோடைடு

ஈதர்கள் உண்டாதல்

சோடியம் ஈத்தாக்சைடுடன் ஓர் அல்கைல் ஹாலைடைக் கொதிக்க வைக்கும்பொழுது ஈதர் உண்டாகிறது.

$$C_2H_5-O-Na + IC_2H_5 \longrightarrow C_2H_5-O-C_2H_5 + NaI$$

எஸ்ட்டர் உண்டாதல்

ஆல்கஹாலில் கரைந்த வெள்ளி அசெட்டேட்டுடன், ஓர் அல்கைல் ஹாலைடை வெதுப்பும்பொழுது ஓர் எஸ்ட்டர் உண்டாகிறது.

$$C_2H_5I + CH_3COOAg \rightarrow CH_3COOC_2H_5 + AgI$$
வெள்ளி அசெட்டேட்டு — ஈதைல் அசெட்டேட்டு

கரிம உலோகச் சேர்மங்கள் உண்டாதல்

நன்றாக உலர்ந்த ஈதரில் இடப்பட்ட மெக்னீசிய உலோகத்துடன், உலர்ந்த ஈதரில் கரைந்த அல்கைல் ஹாலைடை வெப்பப்படுத்தும் பொழுது மெக்னீசிய அல்கைல் ஹாலைடுகள் உண்டாகின்றன. இவற்றிற்கு கிரிக்னார்டு வினைப் பொருள்கள் எனப் பெயர்.

$$C_2H_5I + Mg \rightarrow C_2H_5MgI$$
ஈதைல் மெக்னீசிய அயோடைடு

துத்தநாகம்-செம்பு இணையுடன், அல்கைல் ஹாலைடு வினைப் படும்பொழுது, துத்தநாக அல்கைல்கள் உண்டாகின்றன.

$$2C_2H_5I + 2Zn \rightarrow Zn(C_2H_5)_2 + ZnI_2$$

ஈரீத்தைல்
துத்தநாகம்

காரீயம்-சோடியம் கலப்புஉலோகத்துடன், அழுத்தத்துடன் வெப்பப்படுத்தும்பொழுது, நால்அல்கைல் காரீயம் ஏற்படுகிறது.

$$Pb + C_2H_5I \longrightarrow Pb(C_2H_5)_4$$

நால் ஈத்தைல்
காரீயம்

ஈதைல் அயோடைடு

பாஸ்ஃபரம் அயோடினும் சேர்ந்து ஈத்தைல் ஆல்கஹாலுடன் வினைப்படும்பொழுது ஈதைல் அயோடைடு உண்டாகிறது. ஓர் உருண்டையடிக் குடுவையில் ஈதைல் ஆல்கஹாலை எடுக்கிறோம். இதனுடன் சிகப்பு பாஸ்பரத்தைச் சேர்க்க வேண்டும். இவற்றுடன் நன்றாகப் பொடித்த அயோடினைச் சிறிது சிறிதாகச் சேர்க்க வேண்டும். அயோடினைச் சேர்க்கும்பொழுது குடுவையை நன்றாகக் குலுக்கிக்கொண்டே இருக்க வேண்டும். சில சமயம் வெப்பம் ஏற்படும். இதைத் தடுப்பதற்குக் குடுவையை ஓரோரு சமயம் தண்ணீரில் வைத்துக் குளிரவைக்க வேண்டும். பின்பு இக் குடுவையுடன் ஒரு மீட்புக் குளிர்கலனை இணைக்கவேண்டும். இந்தக் கலவையை அப்படியே மறுநாள் வரை வைத்திருக்க வேண்டும்.

குடுவையிலுள்ள பொருள்களைச் சுமார் 2 மணி நேரம் ஆவி மீளக் கொதிக்க வைக்க வேண்டும். பின்பு குடுவையிலுள்ளவற்றை வாலைவடி குடுவையுள் இட்டுக் குடிநீர்த் தொட்டியின் மேல்வைத்து வாலை வடிக்க வேண்டும். வாலை வடித்த நீர்மத்தில் அயோடின் கலந்திருக்கும். இதை நீக்குவதற்காக இதனைச் சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் கலக்கிக் கழுவவேண்டும். பின்பு சோடியம் கார்பனேட்டுடன் கழுவவேண்டும். அடுத்து நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடுடன் பதப்படுத்தி நீரை அகற்றிப் பின் இறுதியாக வாலைவடிக்க வேண்டும்.

ஈதைல் அயோடைடு ஒரு நிறமற்ற நீர்மம் (கொ. நி. 72°C). நீரினும் கனமானது. நாளடைவில் இதனின்றும் அயோடின் வெளிப்படுவதால் இது கெட்டுவிடுகிறது. அப்பொழுது இது பழுப்பு நிறம் அடைகிறது. இதன் இயல்புகளை அல்கைல் ஹாலைடு களின் இயல்புகளுக்கு முன்மாதிரியாகக் கொள்ளலாம்.

குளோரோஃபார்ம் ($CHCl_3$)

தண்ணீரில் கலந்த சலவைத்தூள் புசையுடன் ஈதைல் ஆல்க ஹாலையோ அசெட்டோனையோ கலந்து வாலைவடிக்கும் பொழுது குளோரோஃபார்ம் உண்டாகிறது, இந்த முறையே ஆய்வுச்சாலை யில் பயன்படுகிறது.

ஒரு லிட்டர் குடுவையொன்றில் 50 கி. சலவைத்தூளை 150 மி. லி. தண்ணீருடன் கலந்த கலவையை எடுத்துக்கொள்ள வேண் டும். குடுவையின் வாயில் ஒரு துளையிட்ட தக்கை ஒன்றைப் பொருத்த வேண்டும். இத் தக்கையின் வழியே ஒரு விடு குழாயை இணைத்து இக் குழாயின் வெளி முனையை ஒரு நீர்க் குளிர்கலத் துடன் இணைக்க வேண்டும். இந்தக் குளிர்கலத்தின் மறுமுனையில் ஒரு பொருத்தியை இணைத்து, இதனை ஒரு குடுவையில் எடுத்துக் கொண்ட தண்ணீருக்குள் விடவேண்டும். சுமார் 10 கி. ஈதைல் ஆல்கஹாலையோ, அசிட்டோனையோ, குடுவைக்குள் விட்டுப் பின் குடுவையைச் சிறிது சிறிதாக வெப்பப்படுத்த வேண்டும். குளோரோஃபார்ங் உண்டாகி ஆவியாக வெளிவரும். இது தண்ணீருக்கடியில் அதனுடன் கலக்காமல் தேங்குகிறது.

இவ்வாறு தேங்கிய குளோரோஃபார்மை சோடியம் ஹைட்ராக் சைடுடன் கழுவிப் பின் நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடால் உலர்த்தி மீண்டும் வாலை வடித்துப் பெறவேண்டும்.

தூய்மையான குளோரோஃபார்ம் வேண்டுமானால் குளோ ராலைச் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு போன்ற வீரியக் காரத்துடன் வினைப்படுத்திப் பெறலாம்.

$$CCl_3\,CHO + NaOH \rightarrow CHCl_3 + HCOO\,Na$$

குளோரால்   குளோரோஃபார்ம்

குளோரோஃபார்ம் ஒரு விரும்பத்தகுந்த மணமுள்ள நீர்மம் (கொ. நி. 62°C) இது நீரினும் கனமானது. இது தண்ணீரில் சிறிதளவு கரையும். இது நெருப்புப் பிடிக்காது.

1. **ஆக்சிஜனேற்றம் :** காற்றுப் படும்படியாகவும், கதிரவன் ஒளி படும்படியாகவும் இருக்கும்பொழுது இது கார்பனைல் குளோரைடாக மாறுகிறது. கார்பனைல் குளோரைடு அதிக நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது.

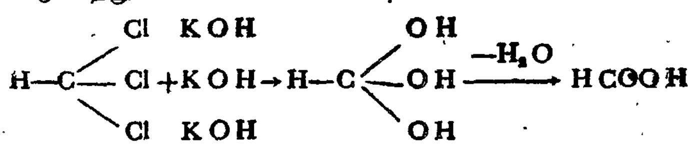
$$2\,CHCl_3 + O_2 \rightarrow 2COCl_2 + 2HCl$$

இந்த வினை நிகழ்வதைத் தடுப்பதற்காக, குளோரோ ஃபார்மைக் கறுப்பு அல்லது பழுப்புநிறக் குப்பிகளில் வைக்க வேண்டும். இது சிதைவதைத் தடுப்பதற்கு 1% ஈதைல் ஆல்க ஹாலைச் சேர்க்கவேண்டும்.

2. ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் : துத்துநாகத் தூளும் ஹைட்ரோக் குளோரிக் அமிலமும் கலந்த கலவையின் மூலம் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் ஏற்படுத்தும் பொழுது, குளோரோஃபார்ம் மெத்திலீன் குளோ ரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$CHCl_3 + [2\,H] \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

3. நீராற்பகுத்தல் : ஆல்கஹாலில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைப்பட்டு, இது ஃபார்மிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.



4. நைட்ரோ ஏற்றம் : அவர் நைக்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படும் பொழுது குளோரோபிக்ரின் உண்டாகிறது.

$$Cl_3CH + HONO_2 \rightarrow Cl_3CNO_2 + H_2O$$

குளோரோபிக்ரின்

5. கார்பைலமீன் வினை : அனிலீன் (அல்லது ஓர் ஓரிணைய அமீன்), ஆல்கஹாலில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட் ராக்சைடு இவற்றுடன் குளோரோஃபார்மைச் சேர்த்துக் கொதிக்க வைக்கும் பொழுது ஓர் அருவருக்கத்தக்க நெடியுள்ள ஒரு நீர்மம் (ஃபீனைல் ஐசோ சயனைடு) (கார்பைலமீன்) உண்டாகிறது.

$$C_6H_5NH_2 + 3KOH + CHCl_3 \rightarrow C_6H_5NC + 3KCl + 3\,H_2O$$

ஃபீனைல் ஐசோ சயனைடு

6. ஹாலஜனேற்றம் : குளோரினுடன் வினைப்படுத்தும் பொழுது கரிநாற்குளோரைடு உண்டாகிறது.

$$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$$

குளோரோஃபார்ம் மயக்க மருந்தாகவும், தூக்க மருந்தாகவும் பயன்படுகிறது. எண்ணெய்ப் பொருள்கள், அயோடின், பிசின்கள் ஆகியவற்றின் கரைப்பானாக இது பயன்படுகிறது.

அயோடோஃபார்ம் (CHI_3)

ஈதைல் ஆல்கஹால் அல்லது அசெட்டோனுடன், அயோடி னையும் காரப் பொருளொன்றையும் வினைப்படுத்துவதன் மூலம் அயோடோஃபார்மைப் பெறலாம்.

$$C_2H_5OH + 4I_2 + 3Na_2CO_3 \rightarrow CHI_3 + 5NaI + HCOONa + 3CO_2 + 2H_2O$$

ஒரு முகவையில் 50 மி.லி. தண்ணீர் எடுத்துகொள்ள வேண் டும். இதில் 10 கி. சோடியம் கார்பனேட்டைக் கரைக்க வேண் டும். இதனுடன் சுமார் 5 மி.லி. ஈதைல் ஆல்ஹாலையும் சேர்க்க வேண்டும். சுமார் 10 கி. அயோடினைச் சிறிது சிறிதாக இவற்றுடன் கலக்கிக்கொண்டே சேர்க்கவேண்டும். இந்தக் கலவையை ஒரு வெந்நீர் தொட்டியின் மேல் வைத்து 80°C வெப்பநிலைக்கு வெப்பப் படுத்த வேண்டும். இதனைக் குளிர்விக்கும் பொழுது அயோடோஃ பார்ம் மஞ்சள் நிறப் படிவங்களாகப் பிரிகிறது. இந்தப் படிவங்களை வடிகட்டி எடுத்துத் தண்ணீரால் கழுவியபின் மீண்டும் ஆல்கஹாலில் கரைத்து ஆவியாக்கிப் படிவங்களாகப் பிரித்தெடுக்க வேண்டும்.

அயோடோஃபார்ம் ஒரு மஞ்சள்நிறப் படிகம் (உ. நி. 119°C.) இதற்கே உரிய ஒரு சிறப்பான மணம் உண்டு. இது தண்ணீரில் கரையாது; எனினும் ஆல்கஹாலிலும் ஈதரிலும் கரையும். நீராவி யுடன் ஆவியாகும் இயல்புடையது.

இதனுடன் வேதி இயல்புகள் குளோரோஃபாரத்தின் இயல் புகளைப் போன்றது.

வெள்ளி உலோகப் பொடியுடன் வெப்பப்படுத்தும்பொழுது இது அசெட்லீனைக் கொடுக்கிறது.

$$2\,CHI_3 + 6Ag \rightarrow C_2H_2 + 6\,AgI$$

இது காயம்பட்ட புண்களுக்குப் புரை தடுப்பான் மருந்தாகப் பயன்படுகிறது. ஆனால் தற்சமயம் இந்தகைய வேறு பல சிறந்த மருந்துகள் இருப்பதால், அயோடோஃபார்ம் அதிகமாகப் பயன் படுவதில்லை.

கிரிக்னார்டு வினைப்பொருள்கள்

ஒரு ஹைட்ரோக் கார்பன் உறுப்பு ஓர் உலோக அணுவுடன் இணைந்திருக்கும் கரிமச் சேர்மங்களை கரிம உலோகச் சேர்மங்கள் எனக் கூறுகிறோம். பல உலோகங்கள் கரிம உலோகச் சேர்மங்

களைக் கொடுக்கின்றன. துத்தநாகம், காட்மியம், பாதரசம் ஆகிய உலோகங்கள் ஈரீத்தைல் துத்தநாகம், ஈரீத்தைல் காட்மியம், ஈரீத்தைல் பாதரசம் போன்ற ஈரல்கைல் வழிப்பொருள்களைக் கொடுக்கின்றன. வெள்ளீயம், காரீயம் ஆகியவை நால்ஈத்தைல் காரீயம், நால்ஈத்தைல் வெள்ளீயம் போன்ற நால்அல்கைல் வழிப் பொருள்களைக் கொடுக்கின்றன. கரிம உலோகச் சேர்மங்கள் வினை வலிமை பெற்றவை. இவை அயனிச் சேர்மங்களாகவும் சக இணைப்புச் சேர்மங்களாகவும் உள்ளன.

அல்கைல் ஹாலைடுகளுடனும், அரைல் ஹாலைடுகளுடனும் மக்னீசியம் சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றது. இச்சேர்மங்களுக்கு கிரிக்னார்டு வினைப்பொருள்கள் எனப் பெயர். இவை தொகுப்பு வினைப்பொருள்களாகச் செயல்படுகின்றன.

இவ்வகையில் இவை மிக முக்கியமானவை. கிரிக்னார்டு வினைப்பொருள்கள் பொதுவாக R—Mg—X என்ற வாய்பாடு கொண்டவை; R என்பது அல்கைல் அல்லது அரைல் உறுப்பு, X என்பது ஹாலோஜன்.

நன்றாக உலர்ந்த ஈதரில் இட்ட மெக்னீசியத்துடன் அல்கைல் ஹாலைடு ஒன்றை வினைப்படுத்துவதன் மூலம் கிரிக்னார்டு வினைப் பொருள் உண்டாக்கப்படுகிறது. இம்முறையில் பயன்படும் எல்லா வினைப் பொருள்களும் தூயதாகவும் உயர்ந்ததாகவும் இருக்க வேண்டும். சிறிதளவு ஈரம் இருந்தாலும், மெக்னீசியத்தின் வெளிப் பரப்பில் ஒரு படலமாகப் படிவதால் வினை நடைபெறுவது தடைப்படும்.

சுத்தமானதும் உலர்ந்ததுமான மெக்னீசியத்தை ஈதரில் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும்; இதன் மூலம் மெக்னீசியத்திலுள்ள எண்ணெய்ப் பசை நீக்கப்படும். மெக்னீசியத்தில் படிந்திருக்கும் ஆக்சைடுப் படலத்தை நீக்குவதற்காக நீருடன் விளாவிய அமிலத் தில் கழுவிப் பின் உலர்த்த வேண்டும். சோடிய உலோகத்துடன் ஈதரை வாலை வடிப்பதன் மூலம் ஈதரை உலர்த்த வேண்டும். அல்கைல் ஹாலைடை பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடு மூலம் உயர்த் திக்கொள்ள வேண்டும்.

தூய உலர்ந்த மெக்னீசியத்தைச் சிறுசிறு துண்டுகளாக வெட்டி ஒரு குடுவையில் இடவேண்டும். குடுவையுள் உலர்ந்த ஈதரை இட்டு, இதன் வாயில் ஆவிமிட்டுப் குளிர்கலத்தைப் பொருத்த வேண்டும். அல்கைல் ஹாலைடைச் சிறிதுசிறிதாக விடவேண்டும் : குடுவையை வெந்நீர்த் தொட்டியில் வைத்து வினை துவங்கும்

வரை வெப்பப்படுத்த வேண்டும். வினை துவங்கிய பின் அதிக அளவு வெப்பம் வெளிவரும். அப்பொழுது குடுவையைக் குளிரச் செய்ய வேண்டும். இங்கு உண்டாகும் கிரிக்னார்டு வினைப் பொருளை ஈதர் கரைசலிலேயே பயன்படுத்துகிறோம்.

$$C_2H_5I + Mg \rightarrow C_2H_5MgI$$

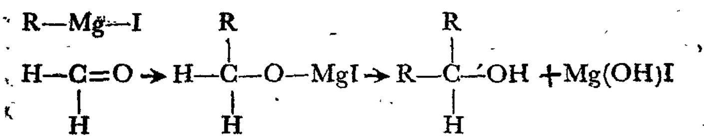
கிரிக்னார்டு வினைப்பொருள்கள், பலவிதமான கரிமச் சேர்மங்களைத் தொகுக்கப் பயன்படுகின்றன.

பொருத்தமான கிரிக்னார்டு வினைப்பொருளை, நீர் அல்லது ஆல்கஹால் மூலம் பகுப்பதால் ஹைடிரோக் கார்பன்களைத் தொகுக்கலாம். மீத்தைல் மெக்னீசியம் அயோடைடை நீராற் பகுப்பதன் மூலம் மீத்தேனைப் பெறலாம்.

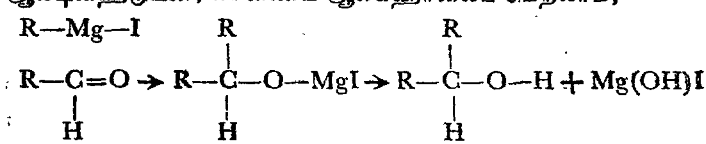
$$CH_3MgI + HOH \rightarrow CH_4 + Mg(OH)I$$

$$CH_3MgI + ROH \rightarrow CH_4 + Mg(OR)I$$

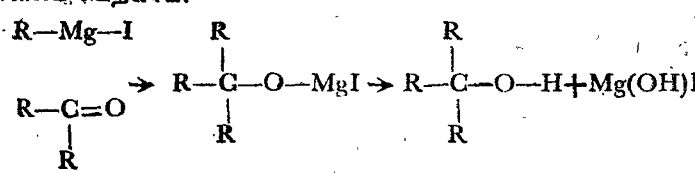
அல்கஹால்கள் : கிரிக்னார்டு வினைப்பொருளை ஃபார்மால்டிஹைடுடன் வினைப்படுத்தி பின் நீராற் பகுத்தல் மூலம் ஓரிணைய ஆல்கஹாலைப் பெறலாம்:



ஓர் ஆல்டிஹைடுடன், ஈரிணைய ஆல்கஹாலைப் பெறலாம்;



ஒரு கீட்டோனைப் பயன்படுத்தினால், மூவிணைய ஆல்கஹாலைப் பெறலாம்.



ஈதர்கள் : ஓர் ஈதரின் ஒற்றை ஹாலோஜன் வழிப் பொருளைப் பயன்படுத்துவதால் ஈதரைப் பெறலாம்.

$$CH_3-O-CH_2I \quad I-Mg-R \rightarrow CH_2-O-CH_2R + MgI_2$$

அமிலங்கள் : கார்பன் - டை - ஆக்சைடை கிரிக்னார்டு வினைப்பொருளுடன் சேர்ப்பதன் மூலம் அமிலங்களைப் பெறலாம்.

$$R-Mg-X + O=C=O \rightarrow O=\underset{}{\overset{R}{\overset{|}{C}}}-OMgX \rightarrow O=\overset{R}{\overset{|}{C}}-OH + Mg(OH)X$$

எஸ்டர்கள் : ஹாலோஜன் அமிலங்களின் எஸ்டர்கள் மூலம், அதன் மேல்படி எஸ்ட்டர்களைப் பெறலாம்.

$$CH_3-MgI + Cl-CH_2-COOC_2H_5 \rightarrow CH_3CH_2COOC_2H_5 + MgICl$$

அரைல் ஹாலைடுகள்

ஓர் அரோமாட்டிக் சேர்மத்தில் உள்ள ஹைடிரஜன் அணுவுக்குப் பதிலாக ஒரு ஹாலோஜன் அணு அமைந்திருக்கும் சேர்மங்கள் அரைல் ஹாலைடுகள் ஆகும். ஹாலோஜன் அணு அரோமாட்டிக் வளையத்தில் இணைந்திருக்கலாம்; குளோரோ பென்சீனில் $^*C_6H_5Cl$ அல்லது Cl இவ்வாறு இணைந்திருக்கும். ஹாலோஜன் அணு பக்கத் தொடரில் உள்ள கரி அணுவுடன் இணைந்திருக்கலாம்; பென்சைல் குளோரைடு $C_6H_5\,CH_2\,Cl$ அல்லது $^*CH_2Cl$ இவ்வாறு அமைப்புள்ளது. இத்தகைய சேர்மங்களுக்கு அரல்க்கைல் ஹாலைடுகள் என்று பெயர்,

குளோரோ பென்சீன் (C_6H_5Cl அல்லது *Cl.)

குளோரோ பென்சீனை உண்டாக்கும் முறையையே, அரைல் ஹாலைடுகளை உண்டாக்கும் முறைகளுக்கு மாதிரியாக எடுத்துக் கொள்ளலாம்.

சாதாரண வெப்பநிலையில் ஹாலோஜன் தாங்கிகளுடனிருக்கும் பொழுது, நேரடியாக அரோமாட்டிக் ஹைட்ரோகார்பன்களில் ஹாலோஜனை ஏற்றலாம்.

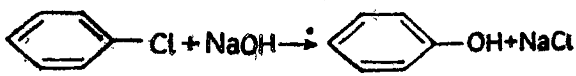
$$C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$$

குளோரோ பென்சீன்

$$C_6H_5CH_3 + Br_2 \rightarrow C_6H_4(CH_3)Br + HBr$$

o — & p — புரோமோடொலுவீன்

குளோரரோ பென்சீன் ஒரு நிறமற்ற நீர்மம் (கொ. நி. 130°C). இது விரும்பத்தக்க மணமுடையது. இது நீருடன் கலக்காது, எனினும் ஆல்கஹால், ஈதர் அகியவற்றில் கரையும். அலிஃபாட்டிக், ஹாலோஜன் சேர்மங்களைப் போலல்லாது இது வினைபடும் இயல்பற்றது. இதில் உள்ள குளோரின் அணு மற்றைய அணுக்களுடனோ தொகுதிகளுடனோ எளிதில் மாறு கொள்ளாது. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் 300C° வெப்ப நிலையிலும் (200 atm.) அழுத்தத்திலும் இது நீராற் பகுக்கப்பட்டு, ஃபீனாலைக் கொடுக்கிறது.



குப்ரஸ் ஆக்சைடு உடனிருக்க, அம்மோனியாவுடன் 200C° வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலும் வெப்பப்படுத்தும் பொழுது குளோரின் அணு அமினோத் தொகுதியுடன் மாறுகொள்கிறது.

$$2C_6H_5Cl + 2NH_3 + Cu_2O \rightarrow O\ 2C_6H_5NH_2 + Cu_2Cl_2 + H_2O$$

நிக்கல் அலுமினியம் கலவை உலோகம்-காரம் கலவை மூலம் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கமுறும்போது குளோரோ பென்சீன், பென்சீனைக் கொடுக்கிறது.

$$C_6H_5Cl \xrightarrow{2[H]} C_6H_6 + HCl$$

உர்ட்ஸ் - ஃபிட்டிக் (அல்.) ஃபிட்டிக் வினை

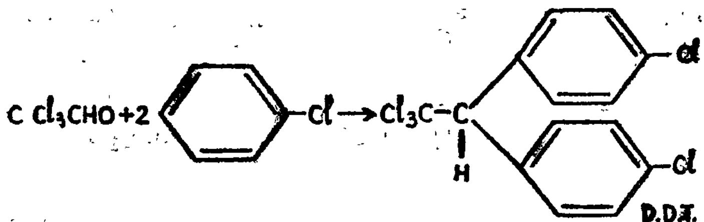
ஈதரில் கரைந்த ஓர் அரைல் ஹாலைடும் (குளோரோபென்சீன்) அல்சைல் ஹாலைடும் சோடியத்துடன் வினைப்படும்பொழுது பென்சீன் படிவரிசைப் பொருள்கள் உண்டாகின்றன. இந்த வினைக்கு உர்ட்ஸ்-ஃபிட்டிக்வினை என்று பெயர்.

$$C_6H_5Br + 2Na + BrC_2H_5 \rightarrow C_6H_5C_2H_5 + 2NaBr$$

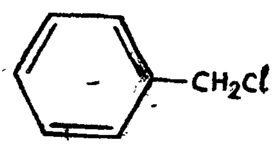
இந்த வினையில் வேறு சில துணைப் பொருள்களும் விளைகின்றன. அல்கைல் ஹாலைடுமள் இல்லாதபொழுது அரைல ஹாலைடுகள் ஈதர் கரைசலில் சோடியத்துடன் செயல்பட்டு, இரண்டு கருக்கலைக் கொண்ட ஹைட்ரோக் கார்பன்களைக் கொடுக்கின்றன (ஃபிட்டிக் வினை.

$$2C_6H_5Br + 2Na \rightarrow C_6H_5C_6H_5 + 2NaBr$$

குளோரோபென்சீன் ஆனது, பென்சீன் போன்று செயல் படுகிறது. இது நைட்ரோ ஏற்றம் சல்ஃபோனிக் ஏற்றம் ஃபீரிடல்-கிராக்ஃப்ட்ஸ் வினை ஆகிய அரோமாட்டிக் இயல்புகளை உடையது. அடர் கந்தக அமிலம் உடன் இருக்கும்பொழுது குளோராலுடன் வினைப்பட்டு D.D.T. எனப்படும் பொருளைக் கொடுக்கிறது.



பென்சைல் குளோரைடு



பென்சைல் குளோரைடு, அரோமாட்டிக் சேர்மத்தில் பக்கத் தொடரில் குளோரின் அமைந்துள்ள ஒரு சேர்மம். கொதிக்கும் டோலுவின் வழிவாகக் குளோரினைச் செலுத்துவதால் இதைப் பெறலாம்.

$$C_6H_5CH_3 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5CH_2Cl + HCl$$

பென்சைல் ஆல்க்ஹாலை, பாஸ்பரஸ் ஐங்குளோரைடுடன் வினைப்படுத்துவதன் மூலமும் இதைப் பெறலாம்.

$$C_6H_5CH_2OH \xrightarrow{PCl_5} C_6H_5CH_2Cl$$

பென்சைல் குளோரைடு ஒரு நிறமற்ற நீர்மம் (கொ.நி. 179°C). இது அருவருக்கத்தக்க நொடியுள்ளது. இது கண்ணீரை வருவிக்கும் இயல்புடையது. தண்ணீருடன் கலக்காது.

இதன் இயல்புகள் பெரும்பாலும் அலிஃபாட்டிக் ஹாலைடு கள் போன்றது. அல்க்கைல் ஹாலைடுகளைக் காட்டிலும் வினை வலிமையுடையது. நீரில் கரைந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு, பொட்டாசியம் சயனைடு, ஆல்கஹாலில் கரைந்த அம்மோனியா

ஆகியவற்றுடன் வினைப்பட்டு முறையே இது பென்சைல் ஆல் கஹால், பென்சைல் சயனைடு, பென்சைல் அமீன் ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது. இவை அனைத்தும் கருகவர் பதிலீட்டு வினைகளாகும்.

$$C_6H_5CH_2Cl \xrightarrow{KOH} C_6H_5CH_2OH$$
பென்சைல் ஆல்கஹால்

$$C_6H_5CH_2\ Cl \xrightarrow{KCN} C_6H_5CH_2CN$$
பென்சைல் சயனைடு

$$C_6H_5CH_2Cl \xrightarrow{NH_3} C_6H_5CH_2NH_2$$
பென்சைல் அமீன்

செப்பு நைட்ரேட் போன்ற வலிகுறை ஆக்சிஜன் ஏற்றியுடன் செயல்படும்பொழுது பெல்சால்டிஹைடு உண்டாகிறது; எனினும், காரம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் போன்ற வலி மிக்க வினைப்பொருளால், பென்சாயிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$C_6H_5CH_2Cl \longrightarrow C_6H_5CHO$$
பென்சால்டிஹைடு

$$C_6H_5CH_2Cl \longrightarrow C_6H_5COOH$$
பென்சாயிக் அமிலம்

குளோரினுடன் வினைப்பட்டு இது பென்சால் குளோரைடு, பென்சே முக்குளோரைடு ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது.

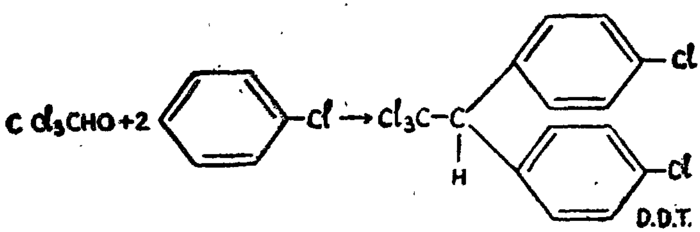
$$C_6H_5CH_2Cl + Cl_2 \rightarrow C_6H_5CHCl_2 + HCl$$
பென்சால் குளோரைடு

$$C_6H_5CCl_3$$
பென்சோ முக்குளோரைடு

டி. டி. ட்டி. (D. D. T.)

DDT எனச் சுருக்கமாகப் பெயரிடப்பட்ட இப் பொருளின் பெயர் Dichloro Diphenyl Trichloro Ethane என்பதிலுள்ள மூன்று முதலெழுத்துக்களைக் கொண்ட சுருக்கம்.

இது ஒரு பூச்சி கொல்லியாக மிகவும் பெருமளவில் பயன் படுகிறது. இது முதலில் 1874ஆம் ஆண்டு உண்டாக்கப்பட்டது. எனினும், பூச்சி கொல்லும் இதனுடைய இயல்பு 1942ஆம் ஆண்டுதான் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. குளோரோ பென்சீன், குளோரால், கந்தக அமிலம் ஆகியவை செயல்படும்போது உண்டாகிறது.



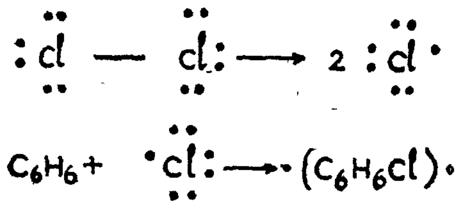
இதன் பெயர் p,p' இரு குளோரோ இரு ஃபீனைல் முக் குளோரோ ஈதேன் (p:p' dichloro diphenyl trichloro ethane)

டி. டி. ட்டி ஒரு வெள்ளைநிறத் திண்மம் (உ.நி. 109-110°C). இது ஈ, கொசு ஆகிய பூச்சிகளுக்குக் குறிப்பாகச் சிறப்பு நச்சுத் தன்மை கொண்டது. இது முதலில் மலேரியாவையும், விவசாயத் தைப் பாதிக்கும் பூச்சிகளையும் கொல்வதற்குப் பயன்பட்டது. இது நாள்பட்டு நின்று செயல்படும் ஒரு பூச்சி கொல்லியாகும். இது இயற்கைச் சூழலில் ஏற்படும் மாறுதலால் சிதைவடைவ தில்லை, மேலும் உடலுக்குள் செல்வதாலும் அழிவதில்லை. இது நிலத்திலும், செடிகளிலும், விலங்குகளிலும், பூச்சிகளிலும் அப் படியே தேங்கிவிடுகிறது. மாதக் கணக்கிலும், வருடக் கணக் கிலும் தேங்கிவிடும் இயல்புடையது. இது சில விரும்பத்தகாத விளைவுகளை ஏற்படுத்துகிறது. பறவைகள் இயற்கையாக இடும் முட்டை அளவு இதன் விளைவாகக் குறைந்து விடுகிறது. சில நாடு களில் இதைப் பயன்படுத்தக்கூடாது எனச் சட்டப்படி தடை இருக்கிறது.

பென்சீன் ஹெக்சாகுளோரைடு (1, 2, 3, 4, 5, 6 ஹெக்சா குளோரோசைக்ளோ ஹெக்சேன்)

சூரிய ஒளி அல்லது புற ஊதாக்கதிர் படும்படியாக அமைத்து பென்சீனுடன் குளோரினைச் சேர்க்கும் பொழுது, குளோரின் பென்சீனுடன் சேர்கிறது. இதனால் பென்சீன் ஹெக்சாக் குளோரைடு உண்டாகிறது. இவை வளைய ஹெக்சேனில் பதிலிடப் பட்ட பொருள்களாகும்.

இந்தச் சேர்க்கை வினைகள், இயங்கு உறுப்பு வினை வழிப்படி நடைபெறுகின்றன.

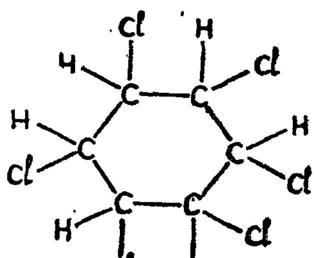


(A)

இந்த இயங்கு உறுப்பு (A) மேலும் ஒரு குளோரின் மூலக் கூறுடன் வினைப்பட்டு, ஓர் இருக்குளோரைடையும் இன்னொரு குளோரின் அணுவையும் உண்டாக்குகிறது. இந்தக் குளோரின் அணு இந்தத் தொடர் வினையைத் தொடரச் செய்கிறது.

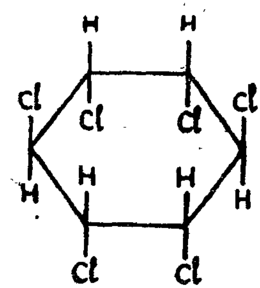
$$\left.\begin{array}{l} C_6H_6 + {}^{\circ}Cl \rightarrow (C_6H_6Cl)^{\circ} \\ (C_6H_6Cl)^{\circ} + Cl_2 \rightarrow C_6H_6Cl_2 + Cl^{\circ} \end{array}\right\}$$

இந்த வினை தொடர்ந்து நடைபெறும்பொழுது இறுதியாக பென்சீன் ஹெக்சாக் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.



மொத்தம் ஒன்பது விதமான கனபரிமாண மாற்றுப்பொருள்கள் கிடைக்க ஏதுவுண்டு. எனினும், செயல்முறையில் ஐந்து மாற்றுகளைப் பிரித்து எடுத்திருக்கிறோம். இவற்றிற்கு α, β, γ, δ, ϵ வகைகள் எனப் பெயரிட்டிருக்கிறோம். இந்த கனபரிமாண அறுகுளோரைடுகளின் கலவை ஒரு முக்கியமான பூச்சி கொல்லியாகும். வணிகத்துறையில் இதன் பெயர் BHC அல்லது 666 [BHC]

என்பது இதன் பெயரின் சுருக்கம். 666 என்பது $C_6H_6Cl_6$ என்ற வாய்பாட்டின் சுருக்கம். இதனுடைய பூச்சி கொல்லும் இயல்பு



காம்மெக்சேன்

இதனுடைய λ வடிவப் பொருளின் இயல்பாகும். இதனால் இதை காம்மெக்சேன் (Gammexane) அல்லது லின்டேன் (Lindane) என்று அழைக்கிறோம்.

செய்முறைப் பகுதி

1. புன்சன் எரிகுழாய் :

அதன் பகுதிகளை ஆய்தல், தெளிவற்ற சுடர், தெளிவான சுடர்.

2. வாயுக்களைப்பற்றி ஆய்தல் :

கீழ்க்கண்ட வாயுக்களைத் தயார் செய்தலும், அவற்றின் குணங்களை ஆய்தலும்: ஆக்சிஜன், ஹைட்ரஜன், கார்பன்.டை-ஆக்சைடு, அம்மோனியா, கந்தக டைஆக்சைடு, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு.

3. அமில உறுப்புகள், கார உறுப்புகள் ஆகியவைகளின் வினைகள் :

(அ) அமில உறுப்புகள்: கார்பனேட், சல்பைடு, சல்பேட், நைட்ரேட், குளோரைடு.

(ஆ) கார உறுப்புகள்: காரீயம், தாமிரம், இரும்பு, அலுமினியம், துத்தநாகம், கால்சியம், மெக்னீசியம், அம்மோனியம்.

4. வேதியியல் தராசைப் பயன்படுத்துதல் :

இழுகம்பியைப் (rider) பயன்படுத்தி நிறுக்கும் முறை; ஓர் உப்பின் கரைதிறனைக் காணல்.

5. சமான எடை :

அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றி, மெக்னீசியத்தின் சமான எடை காணல்.

6. கீழ்க்கண்ட உப்புகளைத் தயாரித்தல் :

(அ) தாமிரக் கார்பனேட்டிலிருந்து தாமிர சல்பேட்

(ஆ) இரும்புத் துகள்களிலிருந்து இரும்பு (II) சல்பேட்

(இ) மெக்னீஷியம் கார்பனேட்டிலிருந்து மெக்னீசியம் சல்பேட்

7. பருமனறி பகுப்பாய்வு :

கீழ்க்கண்ட வகை வினைகளைப் பயன்படுத்தித் தரம்பார்த்தல்.

(அ) வீரியம் மிக்க அமிலம் vs வீரியம் மிக்க காரம்.

(ஆ) வீரியம் மிக்க அமிலம் vs. வீரியம் குறைந்த காரம்.

(இ) வீரியம் குறைந்த அமிலம் vs. வீரியம் மிக்க காரம்.

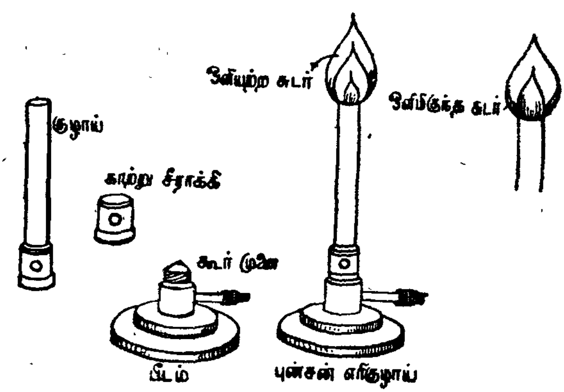
ஆய்வு 1

புன்சன் எரிகுழாய்

புன்சன் எரிகுழாயின் அமைப்பு :

வெப்பப்படுத்துவதற்கு ஆய்வகத்தில் வழக்கமாக புனுசன் எரிகுழாய் பயன்படுத்தப்படுகிறது. புன்சன் (Bunsen) என்ற அறிஞர், 1895-ல் இதைக் கண்டுபிடித்தார். ஆகையால், அவர் பெயரால் இது அழைக்கப்படுகிறது.

புன்சன் எரிகுழாய், மூன்று பகுதிகளைக் கொண்டது.



படம் 107

புன்சன் எரிகுழாயும், அதன் பாகங்களும்.

1. பக்கக் குழாயைக் கொண்ட கனத்த அடிப் பாதம் :

இது உலோகத்தால் ஆனது. பக்கக் குழாய் வழியாக வாயு இதனுட்புகுந்து, மேற்பாகத்தில் உள்ள நுண்துளை வழியே வெளியேறுகிறது.

2. எரிகுழாய் :

இது அடிபாகத்தின்மேல் பொருந்துமாறு திருகி வைக்கப்பட்டுள்ளது. இதில் இரு காற்றுத் துளைகள் உள்ளன.

3 *காற்றுச் சீராக்கி:*

எரிகுழாயின் இடையில் உள்ள இரு துளைகளும், அதனைச் சுற்றியுள்ள ஒரு வளையமும் இதில் அடங்கும். இவ்வளை யத்தைத் திருப்புவதன் மூலம், தேவையான அளவு காற்றை உட் புகச்செய்யலாம்.

(புன்சன் எரிகுழாயின் படம் வரைந்து பாகங்களைக் குறி)

காற்றுத் துளைகள் மூடியுள்ளபொழுது சுடரின் அமைப்பு:

காற்றுத் துளைகளை மூடிக்கொண்டு, வாயுவைத் திறந்து விட்டுப் பற்ற வை. வாயு புகையோடு, ஒளி மிகுந்த நீண்ட சுடராக எரிகிறது.

சுடரின்மீது, ஒரு பீங்கான் கிண்ணத்தை வை. அதன்மேல் என்ன படிகிறது? ஆய்வகத்தில் வெப்பப்படுத்த, இது உகந்த சுடரா? இதில் எத்தனைப் பகுதிகள் உள்ளன?

ஒளி மிகுந்த சுடரின் படம் வரை. இச் சுடர் ஏன் பிரகாசமாக உள்ளது.?

காற்றுத் துளைகள் திறந்தபொழுது சுடரின் அமைப்பு

காற்றுத் துளைகளை இப்பொழுது திற. சுடரின் உருவத் தைக்கவனி. சுடர் ஒளியுள்ளதாக உள்ளதா? ஒளியற்றதாக உள்ளதா? ஒரு பீங்கான் கிண்ணத்தைச் சுடரில் வை. அதில் ஏதாவது படிகிறதா? இது சோதனைச் சாலையில் வெப்பப்படுத்த உகந்ததா? சுடரில் எத்தனைப் பகுதிகள் உள்ளன?

இச்சுடரின் தெளிவரன படம் வரைந்து பாகங்களைக் குறி.

(படம் ந. 107-ஐ கவனி)

சுடரின் மிக வெப்பமான, மிகக் குளிர்ந்த பகுதிகளைக் கண்டறிய ஆய்வுகள்

1. குறுகிய துவாரமுடைய கண்ணாடிக் குழாயின் ஒரு முனையை வாயு எரியாத பகுதியையுடைய சுடரில் (எரிகுழாயின் வாயின் சற்று மேலாக) வை, கண்ணாடிக் குழாயின் மறு முனையில் எரியும் காகிதத்தைக் கொண்டு வா. வாயு இந்த முனையில் எரிகிறது. இது எதைக் காட்டுகிறது?

2. எரிகுழாயின் வாயருகே, சுடரின் குறுக்கே ஒரு தீக்குச்சியைப் பிடி. என்ன நிகழ்கிறது? அது ஏன் உண்டாகிறது எனக் கூறு.

3. சுமார் 5 செ. மி. நீளமுள்ள ஆஸ்பெட்டாஸ் நூலை எரி குழாயின் மேல் வை. பின், அதைச் சிறிது சிறிதாக, சுடரின் உச்சிவரை உயர்த்து. நூலில் உண்டாகும் பிரகாசத்தைக் கொண்டு, சுடரின் எந்தப் பகுதி குளிர்ந்தது, எது அதிக வெப்பமானது என முடிவு செய்.

சுடர் கீழ்நோக்கி அடித்தல்

காற்றுத் துளைகளை நன்றாகத் திறந்துவிடு. எரிகுழாயைப் பற்றவைத்து, வாயுவின் வேகத்தை (வாயுக் குழாயை மெதுவாக மூடுவதன் மூலம்) கட்டுப்படுத்து. சுடர் கீழிறங்கி, நுண்துளையில் படபடவென்ற சத்தத்துடன் எரிகின்றது. இந்த நிகழ்ச்சியைச் சுடர் கீழ்நோக்கி அடித்தல் (strike-back) எனக் கூறுகிறோம்.

இவ்வாறு சுடர் கீழ்நோக்கி அடிக்கக் காரணம் என்ன?

சுடர் கீழ்நோக்கி அடித்தலை, எவ்வாறு நிவர்த்தி செய்யலாம்?

ஆய்வு 2

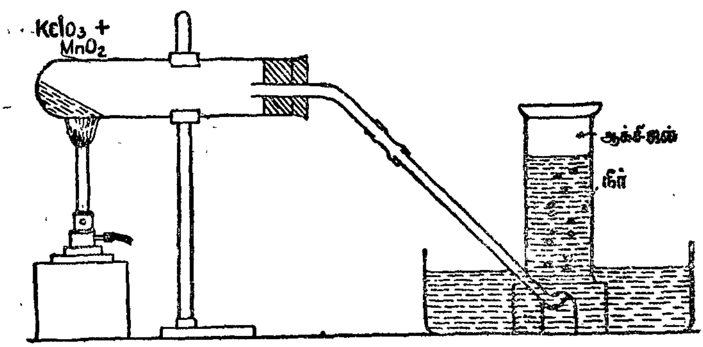
வாயுக்களை ஆய்ந்தறிதல்

(O_2, H_2, CO_2, NH_3, SO_2, HCl ஆகிய வாயுக்களைத் தயார் செய்து, அவைகளின் குணங்களை ஆய்வின் மூலம் அறிதல்.)

ஆக்சிஜன் (O_2)

ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கும் முறை

பொட்டாசியம் குளோரேட்டையும், மாங்கனீஸ் டையாக்சைடையும் 4 : 1 என்ற விகிதத்தில் சேர்த்து நன்றாகக் கலக்கு. கெட்டியான கண்ணாடிக் குழாயில் இக்கலவையை எடுத்துக் கொண்டு, ஒருதுளை அடைப்பானால் மூடு. படத்தில் காட்டியவாறு ஒரு போக்குக்குழாயைச் செருகு.



படம் 108

ஆக்சிஜன் தயாரித்தல்

போக்குக்குழாயின் மறுமுனை நீர்தொட்டியில் வைக்கப் பட்டுள்ள துளைமேடையை அடைகிறது. ஒரு வாயு ஜாடியை நீரால் நிரப்பி, துளைமேடை மீது தலைகீழாகக் கவிழ்த்து வை. இப்பொழுது, கலவையை வெப்பப்படுத்து. வினை ஏற்பட்டு, ஆக்சிஜன் உண்டாகிறது.

நீரைக் கீழ்முகமாக இடப்பெயர்ச்சி செய்து, ஜாடிகளில் ஆக்சிஜன் சேகரமாகிறது. ஜாடியில் வாயு நிரம்பியவுடன், அதை நீரிலிருந்து நீக்கிவிடு. இவ்வாறு பல ஜாடிகளில் வாயுவைச் சேகரி.

பண்பு

1. வாயுவின் நிறம், மணம் போன்ற இயற் பண்புகளை அறிந்து ஒரு பட்டியலைத் தயார் செய்.

2. ஒரு சிட்டிகையளவு கந்தகத்தை எரிகரண்டியிலெடுத்து, அதை எரியவைத்து, ஆக்சிஜன் வாயு ஜாடியில் நுழை. கரண்டியை நீக்கி, உண்டான வாயுவின் மணத்தை அறி. சிறிது நீரை ஜாடியில் சேர்த்து, மூடி, நன்றாகக் குலுக்கு. கிடைக்கக்கூடிய கரைசலை லிட்மஸ் தாளைக்கொண்டு சோதித்துப் பார்.

3. வெள்ளைப் பாஸ்ஃபரசைக் கொண்டு, மேற்கண்ட சோதனையை மீண்டும் செய்துபார்.

4. ஒரு கரித்துண்டை, தாமிரக் கம்பியினால் சுற்றிக் கட்டு. கரித்துண்டு சிவப்பாகும் வரை சுடரில் காண்பித்து, பின் ஆக்சிஜன் வாயுஜாடியில் நுழை. என்ன நிகழ்கிறது? சில வினாடிகள் கழித்து, கரித்துண்டை நீக்கிவிட்டு, சிறிது நீரைச் சேர்த்து, வாயு ஜாடியைக் குலுக்கு. கரைசலை, லிட்மஸ் தாளைக் கொண்டு சோதித்துப் பார். சிறிது தெளிந்த சுண்ணாம்பு நீரைச் சேர்த்துக் குலுக்கி, உண்டான மாற்றத்தைக் கவனி.

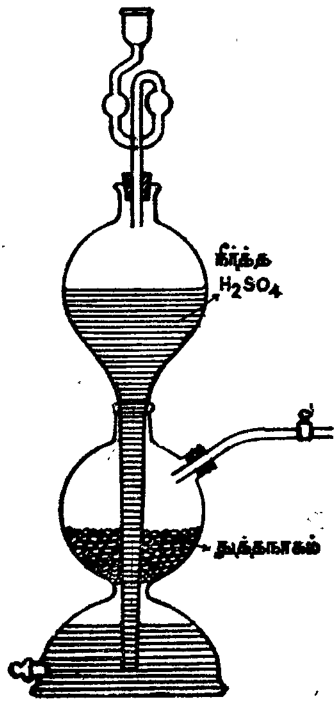
5. ஒரு துண்டு மெக்னீசியம் நாடாவை இடுக்கியில் பிடித்துக் கொண்டு, எரியவைத்து, பின் ஆக்சிஜன் வாயுஜாடியில் நுழை. கிடைக்கக்கூடிய சாம்பலை ஒரு சோதனைக் குழாயில் எடுத்துக்கொண்டு, நீர் சேர்த்துக் குலுக்கு. லிட்மஸ் தாளைக் கொண்டு, கரைசலை சோதித்துப் பார். உனக்குக் கிடைத்த முடிவுகளை கீழ்க்கண்டவாறு அட்டவணைப்படுத்து.

தனிமத்தின் பெயர்	கிடைத்த ஆக்சைடின் பெயர்	ஆக்சைடின் தன்மை

ஹைட்ரஜன் (H_2)

ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கும் முறை

கிப்ஸ் உபகரணம் அல்லது அகன்ற வாயுடைய சீசாவில், துத்தநாகத் துண்டுகளைப் படத்தில் காட்டியவாறு எடுத்துக் கொண்டு நீர்த்த H_2SO_4-ஐ அத்துடன் வினைபுரியச் செய்து ஹைட்ரஜனைப் பெறலாம்.



படம் 109

சோதனைச்சாலையில் ஹைட்ரஜன் தயாரித்தல்

உபகரணத்திலிருந்து வரும் போக்குக்குழாய், நீரில் வைக்கப் பட்டுள்ள துளை மேடையைச் சேருகிறது. இதன் மீது நீர் நிரம்பிய வாயு ஜாடிகளைக் கவிழ்த்து வைத்து, நீரைக் கீழ்முகமாக இடப் பெயர்ச்சி செய்வதன்மூலம் வாயுவைச் சேகரி.

பண்புகள்

காற்றைவிட ஹைட்ரஜன் இலேசானதா என்பதைப் பின் வருமாறு சோதித்துப் பார்.

1. ஒரே மாதிரியான இரு ஆய்வுக் குழாய்களில், ஒன்றில் ஹைட்ரஜனையும், மற்றொன்றில் காற்றையும் எடுத்துக் கொள். ஹைட்ரஜன் உள்ள ஆய்வுக்குழாயை, கட்டை விரலில் மூடிக் கொண்டு, தலைகீழாகக் கவிழ்க்கப்பட்டுள்ள காற்றுள்ள சோதனைக் குழாயின் வாய் அருகில் கொண்டு சென்று, கட்டை விரலை எடுத்து விடு. சில வினாடிகள் பொறு. இப்பொழுது, மேலே உள்ள குழாயின் வாயைச் சுடரில் காண்பி. என்ன நிகழ்கிறது?

2. ஹைட்ரஜன் உள்ள ஓர் ஆய்வுக்குழாயின் வாயும், காற்றுள்ள மற்றோர் ஆய்வுக்குழாயின் வாயும் பொருந்தும்படி வை. ஹைட்ரஜன் உள்ள சோதனைக்குழாய் கீழேயும், காற்றுள்ளது மேலேயும் இருக்க வேண்டும். சிறிது நேரம் இந்த நிலைமை நீடிக் கட்டும். பிறகு, முதலில் அடியில் உள்ள ஆய்வுக்குழாயையும், அதையடுத்து மேலே உள்ள ஆய்வுக்குழாயையும் (அதன் வாய்களை) சுடரில் காண்பி அல்லது எரியும் தீக்குச்சியைக் கொண்டு ஆய்வுக் குழாய்களைச் சோதித்துப் பார். என்ன நிகழ்கிறது? இம் முடிவிற்கு என்ன காரணம்? விளக்கு.

3. ஹைட்ரஜன் உள்ள ஓர் ஆய்வுக் குழாயில், சிறிது நீர் சேர்த்துக் கட்டை விரலால் மூடிக் குலுக்கு. ஹைட்ரஜன் நீரில் கரைந்துள்ளதா எனப் பார். (வாயு நீரில் கரைந்திருந்தால், ஆய்வுக் குழாயின் உள்ளே அழுத்தம் குறையும். எனவே, மூடியுள்ள கட்டை விரலில் சோதனைக் குழாய் சிறிது ஒட்டிக்கொண்டு இருக்கும். விரலை எடுப்பது சிறிது சிரமமாக இருக்கும். ஹைட்ரஜன் நீரில் கரையவில்லையானால், விரலை எளிதாக எடுத்துவிடலாம்.)

4. ஒரு சோதனைக் குழாயில் ஹைட்ரஜனை நிரப்பி அதனைத் தலைகீழாகக் கவிழ். எரியும் தீக்குச்சியை அதில் நுழை. எரிவதற்கு ஹைட்ரஜன் துணைபுரிகிறதா? வாயு எரிகிறதா?

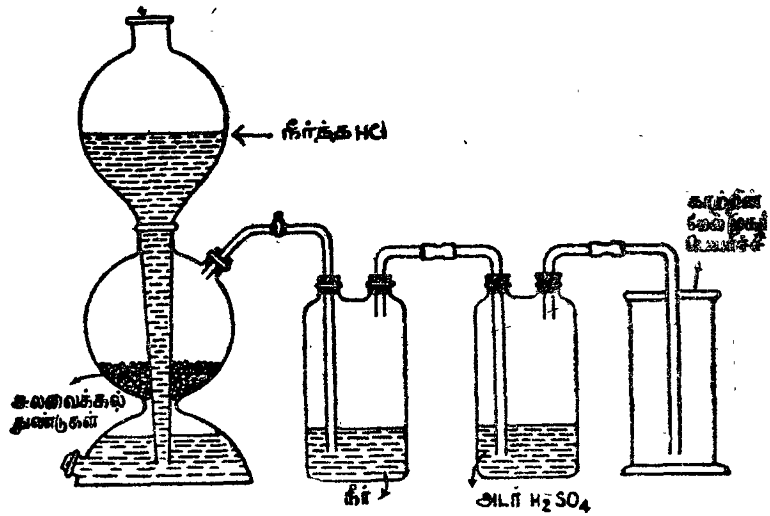
5. பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன்: ஒரு துளி $KMnO_4$ கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு, அதில் சிறிது நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர். இப்பொழுது ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் கரைசலினுள் செலுத்து. என்ன நிகழ்கிறது?

சிறிது துத்தநாகத் தூளை, நீர்த்த H_2SO_4 சேர்த்த பொட்டா சியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலில் சேர்த்துக் குலுக்கு. என்ன காண்கிறாய்? நீ பார்த்த மாற்றங்களை விளக்கு.

கார்பன் டைஆக்சைடு (CO_2)

ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கும் முறை

கிப்ஸ் உபகரணத்தை கார்பன் டைஆக்சைடு உற்பத்தி செய்யத் தயார் செய். சலவைக் கற்களையும், நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும் உபயோகி. நீர்த்த கந்தக அமிலத்தை உபயோகிப்பது அவ்வளவு சிறப்பன்று. ஏன்?.)



படம் 110

கார்பன் டைஆக்சைடு தயாரித்தல்

ஒரு கழுவு சீசாவில் நீரை எடுத்துக்கொண்டு, வெளிவரும் CO_2-வாயுவைச் சுத்தப்படுத்து. தேவையானால், மற்றொரு சீசாவில் அடர் கந்தக அமிலத்தை எடுத்துக்கொண்டு, வாயுவை அதன் வழியாகச் செலுத்தி உலர்த்து. காற்றை மேல் முகமாக இடப்பெயர்ச்சி செய்து, வாயு ஜாடிகளில் CO_2-ஐச் சேகரி.

பண்புகள்

1. ஓர் ஆய்வுக்குழாயில் CO_2-ஐ எடுத்துக்கொண்டு, அது காற்றைவிடக் கனமானது என நிரூபி. சிறிது தெளிந்த சுண்ணாம்பு நீர் உள்ள ஓர் ஆய்வுக்குழாயில், கார்பன்டை ஆக்சைடு வாயுவைச் சேர்த்துக் குலுக்கு.

2. இவ் வாயு உள்ள ஓர் ஆய்வுக்குழாயில் சிறிது நீரைச் சேர்த்துக், கட்டைவிரலால் மூடி, நான்றாகக் குலுக்கு-நீரில் வாயு கரைகிறதா? இல்லையா?

3. இவ் வாயு கரைந்த நீர்க்கரைசலை, லிட்மஸ் தாளைக் கொண்டு சோதனை செய். கரைசலைக் கொதிக்க வை. பின்னர் லிட்மஸ் தாளைக்கொண்டு சோதனை செய்?

4. காற்றுள்ள ஓர் ஆய்வுக்குழாயின் வாயையும், CO_2 உள்ள ஓர் ஆய்வுக்குழாயின் வாயையும் சேர்த்துக் காற்றுள்ள குழாய் மேலே உள்ளவாறு அமை. இந்நிலை, சிறிது நேரம் நீடிக்கட்டும். பின்னர் மேலே உள்ள சோதனைக்குழாயில் சிறிது தெளிந்த சுண்ணாம்பு நீரைச் சேர்த்துக் குலுக்கு. நீ என்ன காண்கிறாய்? இச் சோதனை, வாயுவின் எந்த குணத்தைக் காட்டுகிறது?

5. எரியும் தீக்குச்சியை, இவ் வாயு ஜாடியில் நுழை. என்ன காண்கிறாய்?

6. ஒரு ரப்பர் குமிழில், கார்பன் டைஆக்சைடு வாயுவை நிரப்பி, அதை எரியும் சுடரில் பீச்சு. என்ன நிகழ்கிறது?

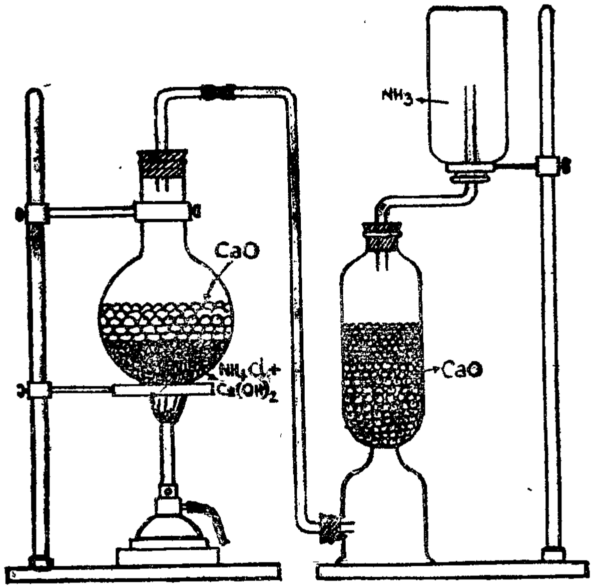
7. 2 மி. லி. தெளிந்த சுண்ணாம்பு நீரில், கார்பன் டைஆக்சைடு வாயுவைத் தொடர்ந்து செலுத்து. நிகழும் மாற்றங்களைக் கவனித்துக் குறிப்பு எழுதுக.

அம்மோனியா (NH_3)

ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கும் முறை

நீற்றின சுண்ணாம்புத்தூளை, அம்மோனியம் குளோரைடுடன் சேர்த்துக் கலக்கி, இக் கலவையை ஒரு கெட்டியான கண்ணாடிக் குழாயில் எடுத்துக்கொண்டு படத்தில் காட்டியவாறு உபகரணங் களை அமைக்கவும்.

குழாயை கிடைமட்டமாக வைத்துக்கொண்டு சூடுபடுத்து. வெளிவரும் அம்மோனியா வாயு, காற்றைக் கீழ்முகமாக இடப் பெயர்ச்சி செய்து, வாயுஜாடியில் சேகரமாகிறது. இவ்வாறு பல ஜாடிகளில் வாயுவைச் சேகரி. அம்மோனியா வாயு கரைந்த நீர்க்கரைசல் (அம்மோனியாக் கரைசல் அல்லது அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு) தேவைப்படின், ஓர் ஆய்வுக்குழாயில் நீர் எடுத் துக்கொண்டு அதனுள் அம்மோனியா வாயுவைச் செலுத்து.



படம் 111
ஆய்வகத்தில் அம்மோனியா தயாரித்தல்

வாயுவின் குணங்களையும், அவ் வாயு கரைந்த நீர்க்கரைசலின் (அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு) குணங்களையும் ஆராய்க:

1. மணம்?
2. ஈரமுள்ள லிட்மஸ் தாளில் அதன் செயலைக் காண்க.
3. நீருக்கடியில், அம்மோனியா நிரப்பிய ஒரு சோதனைக் குழாயைத் திற.
4. அம்மோனியா, காற்றைவிட இலேசானது என்று காட்ட ஒரு சோதனையைச் செய்க.
5. எரியும் தீக்குச்சியை, அம்மோனியா உள்ள வாயுஜாடியில் நுழை.
6. அடர் HCl-ல் நனைத்த ஒரு கண்ணாடிக் குச்சியை, அம்மோனியா உள்ள ஆய்வுக்குழாய்க்குப் பக்கத்தில் கொண்டுவா. என்ன நிகழ்கிறது?

7. ஒரு துளி பாதரசம் (I) நைட்ரேட் கரைசல்கொண்ட ஒரு கண்ணாடிக் குச்சியை, அம்மோனியா வாயுஜாடியில் நுழை என்ன நிகழ்கிறது?

8. சிறிது அம்மோனியா கரைசலைக் கொதிக்க வை. (இடை யிடையே வெளிவரும் மணத்தைக் கவனி).

9. கொஞ்சம் பாதரசம் (II) குளோரைடு கரைசலுடன், பொட் டாசியம் அயோடைடு கரைசலை முதலில் இளஞ்சிவப்பு வீழ்படிவு தோன்றிப் பின்னர் மறையும்வரை, சிறிது சிறிதாகச்சேர். தேவையான KOH-ஐச் சேர்த்து, கரைசலைக் காரக் கரைசலாக மாற்று. இதுவே, நெஸ்லரின் காரணி யாகும். இதனுடன் சிறிது அம்மோனியாக் கரைசலைச்சேர். என்ன நிகழ்கிறது? இது அம்மோனியாவிற்கும், அம்மோனி யம் சேர்மங்களுக்கும் சிறந்த ஆய்வாகும்.

10. தாமிரம் (II) சல்ஃபேட். இரும்பு (II) சல்ஃபேட், வெள்ளி நைட்ரேட், துத்தநாக சல்ஃபேட், அலுமினியம் சல்ஃபேட், மெக்னீசியம் சல்ஃபேட் ஆகிய கரைசல்களுடன்

(அ) மிகச் சிறிதளவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு

(ஆ) அதிக அளவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு

வாயுக்கள் எவ்வாறு வினைபுரிகின்றன எனச்சோதித்துப்பார்.

கந்தக டைஆக்சைடு (SO_2)

ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கும் முறை

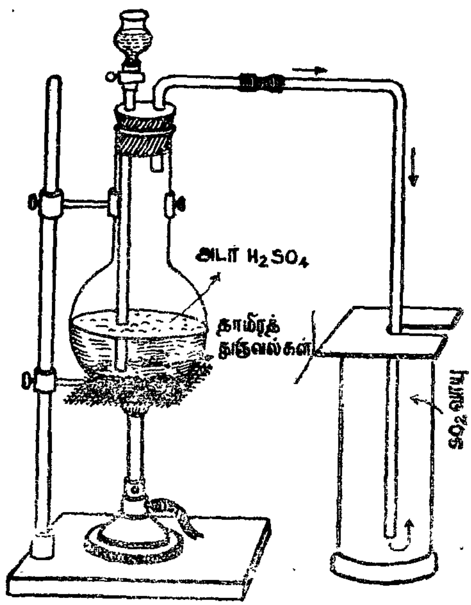
ஓர் உருண்டையான கண்ணாடிக் குடுவையில், தாமிரத் துருவல்களை இட்டு, படத்தில் காட்டியவாறு உபகரணங்களை அமைத்துக் கொள்.

அடர் கந்தக அமிலத்தை, திசில் புனல் வழியாக ஊற்று. கம்பி வலையின் மேல் வைக்கப்பட்டுள்ள குடுவையைச் சூடுபடுத்து. இப் பொழுது வினை ஏற்பட்டு, SO_2 வெளிவருகிறது. இதனைக் காற்றை மேல்முகமாக இடப்பெயர்ச்சி செய்வதன்மூலம் சேகரி: அதன் குணங்களை ஆராய்க.

குணங்கள்

1. பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசல் உள்ள ஓர் ஆய்வுக் குழாயில், கந்தக டைஆக்சைடு செலுத்திக் குலுக்கு. இது கனமான வாயு என நிரூபி.

நீரில், இவ் வாயு உள்ள ஓர் ஆய்வுக் குழாயை, தலை கீழாகக் கவிழ்த்து வை. அல்லது, இவ் வாயு உள்ள சோதனைக்குழாயில், சிறிது நீர் சேர்த்துக் குலுக்கு. இவ் வாயுவின் கரைதிறனைப்பற்றித் தெரிவது என்ன?



படம் 112
ஆய்வகத்தில் SO_2 தயாரித்தல்

). கந்தக டைஆக்சைடு வாயுவைச் சிறிது நீரில் செலுத்தி, கரைசலின் (சல்ஃப்பூரஸ் அமிலம்) மணத்தை நுகர்ந்து பார். இக் கரைசலை, 5 பகுதிகளாகப் பிரித்துக்கொள்.

(அ) ஒரு பகுதியை, லிட்மஸ் தாளைக்கொண்டு சோதித்துப் பார்.

(ஆ) அடுத்த பகுதிக் கரைசலைக் கொதிக்கவை. இடை யிடையே வெளிவரும் ஆவியின் மணத்தை நுகர்ந்து பார். கொதிக்க வைப்பதால், கரைசலில் என்ன மாற்றம் நிகழ்கிறது?

(இ) நிறமுள்ள சில ரோஜா அல்லது வேறு மலர்களை, வேறொரு பகுதிக் கரைசலுடன் சேர். என்ன நிகழ் கிறது?

மலர்கள் வெளுத்த பின்னர், அவைகளை நீர்த்த அமிலம் அல்லது காரத்தினால் கழுவு. அல்லது காற்றில் வை. என்ன நிகழ்கிறது?

சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தால் உண்டான வெளுப்பு நிலையானதா? குளோரின், கந்தக டைஆக்சைடு ஆகிய இவ்விரு வாயுக்களின் நிறம் நீக்கும் பண்பு களில் வேறுபாடு யாது?

(ஈ) சிறிது சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தில், பேரியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர். கிடைக்கக்கூடிய வீழ்படிவில், நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

4. பேரியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலில், கந்தக டைஆக்சைடு வாயுவைச் செலுத்து. கிடைக்கக்கூடிய வீழ்படிவின் பெயர் என்ன? மேலும் அதிக அளவு கந்தக டைஆக்சைடு வாயுவைச் செலுத்த, என்ன நிகழ்கிறது?

5. கந்தக டைஆக்சைடு வாயுவை, கீழ்க்கண்ட கரைசல்களில் செலுத்து.

(அ) நீர்த்த புரோமின் நீர்
(ஆ) நீர்த்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசல்
(இ) சூடான நீர்த்த இரும்பு(III) குளோரைடு கரைசல்
(ஈ) அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசல்.

ஒவ்வோர் ஆய்விலும் என்ன நிகழ்கிறது? இந்த ஆய்வுகள், கந்தக டைஆக்சைடின் எந்தப் பண்பை விளக்குகின்றன?

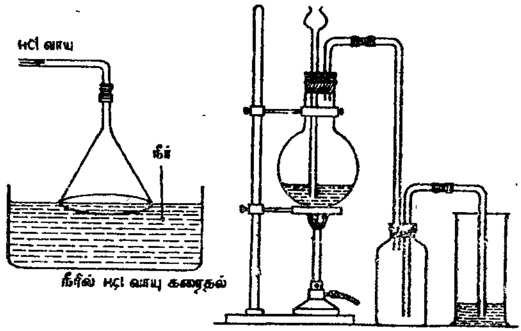
ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (HCl)

ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கும் முறை

ஓர் உருண்டையான கண்ணாடிக் குடுவையில், சாதாரண உப்பை (சோடியம் குளோரைடு) எடுத்துக்கொண்டு, இருதுளை அடைப்பானால் மூடி, படத்தில் காட்டியவாறு உபகரணங்களை அமைக்கவும்.

அடர் கந்தக அமிலத்தை, திசில் புனல் வழியாக ஊற்றி, குடுவையைச் சூடுபடுத்து. வெளிவரும் வாயுவை, காற்றை மேல்

முகமாக இடப்பெயர்ச்சி செய்வதன் மூலம் சேகரி. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் தேவைப்படின், வெளிவரும் வாயுவை நீரில்



படம் 113
சோதனைச் சாலையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு தயாரித்தல்

கரைத்துப் பெறலாம். (போக்குக் குழாயுடன், தலைகீழாகக் கவிழ்த்த புனலை இணைத்து, நீரில் வாயுவைக் கரையச் செய்யவேண்டும்: இல்லாவிடில், நீர் உள்ளே உறிஞ்சப்பட்டுவிடும்.)

பண்புகள்

1. ஓர் ஆய்வுக் குழாயிலிருந்து மற்றோர் ஆய்வுக்குழாயில் கொட்டி, இவ் வாயு காற்றைவிடக் கடினமானது எனக் காட்டு.

2. இவ் வாயு உள்ள ஓர் ஆய்வுக்குழாயில், சிறிது நீரைச் சேர்த்து, கட்டைவிரலால் மூடி, நன்றாகக் குலுக்கு. குழாயின் வாயிலிருந்து, கட்டைவிரலை எடுக்க முயற்சி செய். இவ் வாயுவின் கரைதிறனைப்பற்றி, என்ன உணர்கிறாய்? இவ் வாயு நிரம்பிய வேறொரு குழாயை நீரினுள் கவிழ்த்து, அமிழ்த்தி, மேற்கண்ட ஆய்வினை மீண்டும் செய். இவ் வாயுவின் நீர்க்கரைசல் எவ்வாறு தயார் செய்யப்படுகிறது? என்னென்ன எச்சரிக்கைகளை மனதில் கொள்ளவேண்டும்; ஏன்?.

3. இவ் வாயு எரியக்கூடியதா? அல்லது எரிவதற்குத் துணை புரியக் கூடியதா எனப்பார்.

4. சிறிது அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடை, ஓர் ஆய்வுக் குழாயில் எடுத்துக்கொண்டு, நன்றாகக் குலுக்கு, பின்,

திரவத்தைக் கீழே கொட்டிவிட்டு, அந்த ஆய்வுக்குழாயின் வாயை, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உள்ள ஆய்வுக்குழாயின் வாயின் அருகில் கொண்டு செல். என்ன நிகழ்கிறது?

நீரில் கரைக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் குளோரைடு கரைசலின் (நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம்) குணங்களை ஆய்தல்: (ஆய்வுக்கு, ஆய்வகத்தில் உள்ள நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை உபயோகி.)

5. கரைசலின் ஒரு பகுதியுடன், துத்தநாகம் அல்லது மெக்னீசியம் தூள் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

6. சிறிதளவு சோடியம் கார்பனேட் தூளுடன் கரைசலைச் சேர். வெளிவரும் வாயுவை, கண்ணாடிக் குச்சியின் முனையில் உள்ள தெளிந்த சுண்ணாம்பு நீர்த் துளியைக் கொண்டு சோதித்துப் பார்.

7. துத்தநாக ஆக்சைடும் இவ்வமிலக் கரைசலும் சேர்ந்து எவ்வாறு வினைபுரிகின்றன எனக் காண்க.

8. மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடுடன், அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் என்ன வினையைக் கொடுக்கிறது?

9. சிறிது அமிலக் கரைசலை, பாதரசம் (I) நைட்ரேட் கரைசலுடன் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

10. அமிலக் கரைசலின் வேறொரு பகுதியுடன், சிறிது வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலைச் சேர். இலேசாக வெப்பப்படுத்தி, வீழ்படிவை அடியில் தங்கச்செய். மேலே உள்ள திரவத்தை நீக்கி விட்டு, வீழ்படிவை இரண்டாகப் பிரி, ஒரு பகுதியுடன் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலமும், மற்றொரு பகுதியுடன் அம்மோனியாக் கரைசலையும் சேர்த்துக் குலுக்கு. என்ன மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன என்பதைக் காண்க.

11. அமிலக் கரைசலை, காரீய நைட்ரேட் கரைசலுடன் சேர். உண்டாகும் வீழ்படிவை, அடியில் படியச்செய். மேலே உள்ள திரவத்தை நீக்கிவிட்டு, சிறிது நீர்சேர்த்துக் கொதிக்கவை, சூடாக உள்ள திரவத்தைத் தண்ணீர்க் குழாயின் அடியில் வைத்துக் குளிரச்செய், என்ன நிகழ்கிறது?

குறிப்பு: ஆய்வுகள் 9, 10, 11, ஆகியவைகளில் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்திற்குப் பதிலாகக் குளோரைடு உப்புகளைப் பயன்படுத்தலாம். அவையும் அதே முடிவுகளைத் தரும்.

ஆய்வு 3

அமில, கார உறுப்புகளின் வினைகள்

அமில உறுப்புகளின் வினைகள்

கார்பனேட்

1. ஓர் ஆய்வுக்குழாயில், சிறிது துத்தநாகக் கார்பனேட்டை எடுத்துக்கொண்டு, அதைச் சூடுபடுத்து. வெளிவரும் வாயுவை, கண்ணாடிக் குச்சியின் நுனியில் உள்ள தெளிந்த சுண்ணாம்பு நீரைக்கொண்டு சோதித்துப் பார்.

2. சிறிது சோடியம் கார்பனேட் அல்லது (ஏதாவது ஒரு கார்பனேட்) உப்பை ஆய்வுக்குழாயில் எடுத்துக்கொண்டு, சில துளிகள் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர். வெளிவரும் வாயுவை, தெளித்த சுண்ணாம்பு நீரால் சோதித்துப் பார்.

சல்ஃபைடு

1. ஓர் ஆய்வுக்குழாயில் உள்ள தூளாக்கப்பட்ட இரும்பு (II) சல்ஃபைடு அல்லது சோடியம் சல்ஃபைடுடன், சிறிது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்து. வெளிவரும் வாயுவின் மணத்தையும் நிறத்தையும் கவனி. காரீய அசிடேட் கரைசலில் நனைக்கப்பட்ட வடிதாளால் இவ் வாயுவைச் சோதித்துப் பார்.

2. சிறிது அம்மோனியம் சல்ஃபைடு கரைசலுடன், வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலைச் சேர். கிடைக்கும் வீழ்படிவுடன், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்து. என்ன நிகழ்கிறது?

3. சிறிதளவு சல்ஃபைடு கரைசலுடன், காரீய அசிடேட் கரைசலைச் சேர்; கிடைக்கும் வீழ்படிவுடன், நைட்ரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்து. என்ன நிகழ்கிறது?

சல்ஃபேட்

1. சிறிதளவு சோடியம் சல்ஃபேட், கரைசலுடன், பேரியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

சிறிதளவு நீர்த்த HCl-ஐக் கிடைத்த வீழ்படிவுடன் சேர். வீழ்படிவு கரைகிறதா?

2. சிறிதளவு சல்ஃபேட் கரைசலுடன், காரீய அசிடேட் கரைசலைச் சேர். என்ன நிகழ்கிறது.

நைட்ரேட்

1. ஓர் உலர்ந்த ஆய்வுக்குழாயில், சோடியம் நைட்ரேட்டை எடுத்துக்கொண்டு வெப்பப்படுத்து. வெளிவரும் வாயுவின் நிறத்தையும் மணத்தையும் கவனி. எரியும் தீக்குச்சி கொண்டு, வாயுவைச் சோதித்துப் பார்.

2. சிறிது காரீய நைட்ரேட்டை, ஆய்வுக்குழாயில் எடுத்துக் கொண்டு சூடுபடுத்து. வெளிவரும் வாயுவின் மணத்தை யும் நிறத்தையும் கவனி. (அ) ஃப்ளூரசின் (fluorescein) கரைசலில் நனைக்கப்பட்ட வடிதாள், (ஆ) எரியும் தீக்குச்சி ஆகியவைகளைக் கொண்டு வெளிவரும் வாயுவைச் சோதித்துப் பார்.

3. ஓர் உலர்ந்த ஆய்வுக்குழாயில், சிறிது பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டை எடுத்துக்கொண்டு, அப் பொருள் மூழ்கும் வரை அடர் H_2SO_4-ஐத் துளித்துளியாக ஊற்று. இலேசாகச் சூடுபடுத்து. சிறிது தாமிரத் துருவல்களை இட்டு, மீண்டும் சூடுபடுத்து. காணக்கூடியது என்ன?

4. நைட்ரேட்டிற்காகப் பழுப்புவட்ட ஆய்வு

ஆய்வுக்குழாயில் உள்ள பொட்டாசியம் நைட்ரேட் கரைசலோடு, சம அளவு புதிதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட இரும்பு (II) சல்பேட்டுக் கரைசலைச் சேர். ஆய்வுக் குழாயின் உட்பரப்பு வாயிலாக வழியுமாறு சொட்டுச் சொட்டாக அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

குளோரைடு

1. ஆய்வுக்குழாயில் சிறிதளவு எடுத்துக்கொண்ட சோடியம் குளோரைடுடன், சிறிது அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த் துச் சூடேற்று. வெளிவரும் வாயுவின் நிறத்தையும், மணத் தையும் கவனி. அவ் வாயுவை,

(அ) ஈரமாக்கப்பட்ட நீல லிட்மஸைக் கொண்டு சோதனை செய்:

(ஆ) அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடில் நனைத்த கண்ணாடிக் குச்சியைக் கொண்டு சோதனை செய்;

(இ) வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலில் நனைத்த கண்ணாடிக் குச்சியைக் கொண்டு சோதனை செய்.

2. சிறிது சோடியம் குளோரைடுடன், சிறிது மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு, சில துளிகள் அடர்கந்தக அமிலம் ஆகியவைகளைச் சேர். வெளிவரும் வாயுவின் நிறத்தையும் மணத்தையும் கவனி. அவ்வாயுவை.

(அ) ஸ்டார்ச் அயோடைடு தாள் (ஆ) நீல லிட்மஸ் தாள் ஆகியவைகளைக் கொண்டு சோதனை செய்.

3. திடநிலையில் உள்ள சோடியம் குளோரைடுடன், பொட்டாசியம் டைக்குரோமேட்டையும், அடர் கந்தக அமிலத்தையும் சேர்த்துச் சூடேற்று. வெளிவரும் ஆவியை, நீரினுள் செலுத்து. சிறிது நீர்த்த அசெட்டிக் அமிலத்தையும், காரீய அசிடேட் கரைசலையும் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

4. சிறிதளவு சோடியம் குளோரைடு கரைசலுடன், சில துளிகள் வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர் கிடைத்த வீழ்படிவுகளை இரு பகுதிகளாக்கு.

(அ) ஒரு பகுதியுடன் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடைச் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

(ஆ) மற்றொரு பகுதியுடன் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தைச் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

5. சிறிதளவு சோடியம் குளோரைடு கரைசலுடன், சிறிதளவு காரீய நைட்ரேட் கரைசலைச் சேர் கிடைக்கும் வீழ்படிவை அதிக அளவு நீருடன் சேர்த்து வெப்பப்படுத்தி, பிறகு குளிரச் செய். என்ன உண்டாகிறது?

கார உறுப்புகளின் வினைவுகள்

காரீய அயனி (Pb^{2+}) (முதல் தொகுதி)

1. கரிக்குழிச் சோதனை: சிறிதளவு காரீயக் கார்பனேட்டும், சோடியம் கார்பனேட்டும் கலந்த கலவையை, கருங்குழியிலிட்டு, ஊதுகுழாயின் மூலம் மஞ்சள் நிற புன்சன் சுடரில் வெப்பப்படுத்து. என்ன நிகழ்கிறது?

2. சிறிதளவு காரீய நைட்ரேட் கரைசலுடன், நீர்த்த HCl-ஐச் சேர். வீழ்படிவை அதிக அளவு நீரோடு வெப்பப்படுத்திக் குளிர வை. காண்பதென்ன?

3. காரீய நைட்ரேட் கரைசலுடன், பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலைச் சேர். கிடைக்கும் வீழ்படிவை, அதிக அளவு நீருடன் வெப்பப்படுத்திக் குளிரவை. என்ன கிடைக்கிறது?

4. கரைசலின் மற்றொரு பகுதியுடன் பொட்டாசியம் குரோமேட்டைச் சேர். என்ன மாற்றம் ஏற்படுகிறது?

5. கரைசலின் மற்றொரு பகுதியின் ஊடே, ஹைடரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்து. கிடைக்கும் வீழ்படிவு நீர்த்த HNO_3-ல் கரைகிறதா என்று பார். பிறகு, நீர்த்த H_2SO_4-ஐச் சேர். என்ன நிகழ்கிறது?

6. கரைசலின் வேறொரு பகுதியுடன், நீர்த்த H_2SO_4-ஐச்சேர்.

தாமிரம் (II) அயனி (Cu^{2+}) (இரண்டாம் தொகுதி)

1. சுடர் சோதனை: ஒரு கண்ணாடிச் சிற்றகலில், சிறிதளவு பொருளை எடுத்துக்கொண்டு (திட நிலையிலுள்ள காப்பர் சல்ஃபேட்), அடர் HCl-ஆல் பசையாக்கு. எரித்த கரிக்குச்சியால் அப் பசையை எடுத்து, நிறமற்ற புன்சன் சுடரில் காட்டு. என்ன ஏற்படுகிறது?

2. சிறிதளவு தாமிர சல்ஃபேட் கரைசலைச் சோதனைக் குழாயில் எடுத்துக்கொண்டு, நீர்த்த HCl-ஆல் அமில நிலையாக்கி, ஹைட்ரஜன் சல்பேட்டைச் செலுத்து, கிடைக்கும் வீழ்படிவுடன், நீர்த்த HNO_3-ஐச் சேர்த்து வெப்பப்படுத்து.

3. தாமிர சல்ஃபேட் கரைசலின் ஒரு பகுதியுடன், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடைச் சொட்டுச் சொட்டாக முதலில் சிறிதளவும், பின்னர் அதிக அளவும் சேர்.

4. ஒரு பகுதி தாமிர சல்ஃபேட், கரைசலுடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை அதிக அளவில் சொட்டுச் சொட்டாகச் சேர்.

5. ஒரு பகுதி கரைசலுடன் அசெட்டிக் அமிலம் கலந்து, பின் பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு கரைசலைச் சேர்.

அலுமினியம் அயனி (Al^{3+}) (மூன்றாம் தொகுதி)

1. கரிக்குழிச் சோதனை: அலுமினியம் சல்ஃபேட், சோடியம் கார்பனேட் ஆகியன கலந்த கலவையைக் கரிக்குழியில் எடுத்துக்கொண்டு, அதை மஞ்சள்நிறச் சுடரைக்கொண்டு

ஊதுகுழாயின் மூலம் வெப்பப்படுத்து, பிறகு, ஒரு துளி கோபால்ட் நைட்ரேட்டைச் சேர்த்துத் திரும்பவும் வெபபப் படுத்து. என்ன கிடைக்கிறது?

2. அலுமினியம் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர். பிறகு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடை அதிக அளவில் சேர். ஏற்படும் மாற்றம் யாது?

3. கரைசலின் மற்றொரு பகுதியுடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை அதிக அளவில் சேர்.

இரும்பு (II) அயனி (Fe^{2+}) (மூன்றாம் தொகுதி)

இரும்பு (II) சல்ஃபேட் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு, அதைப் பல பகுதிகளாகப் பிரித்துக் கொள். இப்பகுதிகளைக் கீழ்க் கண்டவாறு சோதித்துப் பார்.

(அ) ஒரு பகுதியுடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை சொட்டுச் சொட்டாக, அதிக அளவு சேர்.

(ஆ) ஒரு பகுதியுடன், அம்மோனியம் குளோரைடை முதலிலும், பின் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடை அதிக அளவிலும் சேர்.

(இ) ஒரு பகுதியுடன், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்.

(ஈ) ஒரு பகுதியுடன், பொட்டாசியம் ஃபெர்ரி சயனைடு கரைசலைச் சேர்.

இரும்பு (III) அயனி (Fe^{3+}) மூன்றாம் தொகுதி

இரும்பு (III) குளோரைடு கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு, 5 பகுதிகளாகப் பிரி.

1. ஒரு பகுதியுடன், அம்மோனியம் குளோரைடை முதலிலும், பின் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடையும் அதிக அளவில் சேர்.

2. ஒரு பகுதியுடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை அதிக அளவில் சொட்டுச் சொட்டாகச் சேர்.

3. ஒரு பகுதியுடன், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டைச் சொட்டுச் சொட்டாகச் சேர்.

4. ஒரு பகுதியுடன், அம்மோனியம் தயோசயனேட் அல்லது பொட்டாசியம் தயோசயனேட் கரைசலைச் சேர்.

5. கடைசிப் பகுதியுடன், பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு கரைசலைச் சேர்.

ஒவ்வோர் ஆய்விலும் என்ன நிகழ்கிறது என்பதை அறிக.

துத்தநாகம் (II) அயனி (நான்காம் தொகுதி)

1. கரிக்குழிச் சோதனை: துத்தநாக சல்ஃபேட், சோடியம் கார்பனேட் கலந்த கலவையைக் கரிக்குழியிலிட்டு, ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியான ஒளிவிடும் அனற்பிழம்பால், ஊது குழாயின் உதவிகொண்டு வெப்பப்படுத்து. குளிரவைத்து, அதன்பின் ஒரு சொட்டு கோபால்ட் நைட்ரேட்டைச் சேர்த்து, ஆக்சிஜன் ஏற்றியான ஒளிவிடா அனற்பிழம்பால் திரும்பவும் வெப்பப்படுத்து.

2. துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு, 4 பகுதிகளாகப் பிரித்துக்கொள்.

   (அ) ஒரு பகுதியுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு அதிக அளவு சேர்த்து, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்து. வீழ்படிவுடன் நீர்த்த HCl-ஐச் சேர்.

   (ஆ) மற்றொரு பகுதியுடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலைச் சொட்டுச் சொட்டாக அதிக அளவில் சேர்.

   (இ) வேறோர் பகுதியுடன், பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு கரைசலைச் சேர்.

   (ஈ) ரின்மேனின் பச்சைநிறச் சோதனை (Rinmann's green test) 1 மிலி. துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசலுடன், கோபால்ட் கரைசலைச் சேர். ஒரு வடிதாளைக் கரைசலில் நனைத்து, சாம்பலாகும் வரை எரியவிடு. கிடைக்கக்கூடிய சாம்பலின் நிறத்தைக் கவனி.

கால்சியம் அயனி (Ca^{2+}) (ஐந்தாம் தொகுதி)

1. சுடர்ச் சோதனை : கால்சியம் உப்பை (எடுத்துக்காட்டாக, கால்சியம் கார்பனேட்) அடர் HCl-ஆல் பசையாக்கி, எரித்த கரிக்குச்சியால் சிறிது எடுத்து, நிறமற்ற சுடரில் காட்டு. என்ன நிறம் கொடுக்கிறது?

2. கால்சியம் குளோரைடு கரைசலை நான்கு பகுதிகளாகப் பிரித்து, கீழ்க்கண்ட ஆய்வுகளைச் செய்க:

(அ) ஒரு பகுதியுடன், அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலை முதலிலும், பின்பு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலையும் அம்மோனியம் கார்பனேட் கரைசலையும் சேர்.

(ஆ) ஒரு பகுதியுடன், பொட்டாசியம் குரோமேட் கரைசலைச் சேர்.

(இ) அடுத்த பகுதியுடன், நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்.

(ஈ) கடைசி பகுதியுடன், அம்மோனியம் ஆக்சலேட் கரைசலைச் சேர், கிடைத்த வீழ்படிவுடன், அசெட்டிக் அமிலத்தைச் சேர்.

மெக்னீசியம் அயனி (Mg^{2+}) (ஆறாம் தொகுதி)

1. கரிக்குழிச் சோதனை: மெக்னீசியம் சல்பேட், சோடியம் கார்பனேட் சேர்ந்த கலவையை, கரிக்குழியிலிட்டு, ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியான ஒளிவிடும் அனற்பிழம்பால், ஊதுகுழாயின் உதவியால் வெப்பப்படுத்து. பின் குளிரவைத்து, ஒரு துளி கோபால்ட் நைட்ரேட்டைச் சேர்த்து, மீண்டும் வெப்பப்படுத்து.

2. மெக்னீசியம் சல்ஃபேட் கரைசலுடன், அம்மோனியம் குளோரைடு. அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு, சோடியம் ஹைட்ரஜன் ஃபாஸ்பேட் ஆகிய கரைசல்களைச் சேர்.

3. மெக்னீசியம் சல்ஃபேட் கரைசலுடன், அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியம் கார்பனேட் ஆகிய கரைசல்களைச் சேர்.

4. மெக்னீசியம் சல்ஃபேட்டின் மற்றொரு பகுதியுடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை அதிக அளவில் சொட்டுச் சொட்டாகச் சேர்.

அமோனியம் அயனி (NH_4^+)

1. அம்மோனியம் குளோரைடை, ஓர் ஆய்வுக்குழாயில் எடுத்துக் கொண்டு, அதை வெப்பப்படுத்து. வெளிவரும் ஆவியைச் சோதனை செய்.

   (i) ஈரமான சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை, வெளிவரும் வாயுவில் காட்டு.

   (ii) நீர்த்த HCl -ல் நனைத்த கண்ணாடிக் குச்சியை, வெளிவரும் வாயுவில் காட்டு.

2. சில துளிகள் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல், அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலுடன் சேர்த்துச் சூடாக்கு. வெளிவரும் வாயுவை ஈர, சிவப்பு லிட்மஸ் தாளைக் கொண்டு சோதனை செய்.

3. நெஸ்லரின் ஆய்வு: சிறிதளவு பாதரசம் (II) குளோரைடு கரைசலுடன், பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலை சொட்டுச் சொட்டாக அதிக அளவு சேர். முதலில் தோன்றும் சிவப்பு நிற வீழ்படிவு (HgI_2), அதிக அளவு KI கரைசலில் கரைந்து, நிறமற்ற கரைசல் கிடைக்கும். இக் கரைசலுடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடைச் சேர்த்தால், அது நெஸ்லரின் காரணியாகும். ஓர் அம்மோனியா உப்புக் கரைசலுடன், நெஸ்லரின் காரணியைச் சேர்த்து ஏற்படும் மாற்றத்தைக் கவனி.

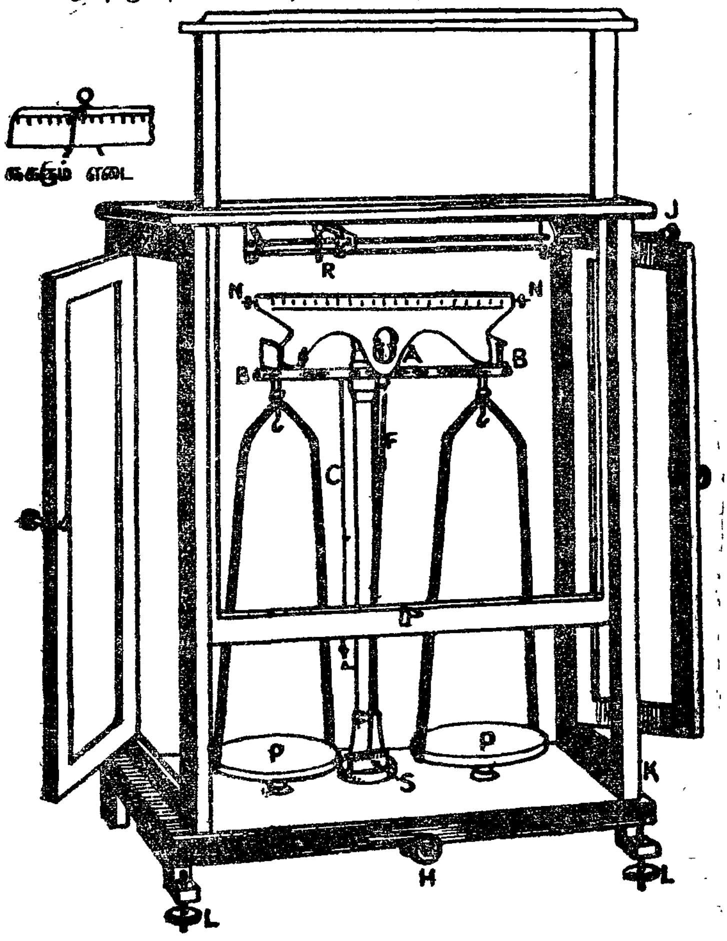
ஆய்வு 4

வேதியியல் தராசைப் பயன்படுத்துதல்

(இழுகம்பியைப் பயன்படுத்தி எடையறிதல் உப்பின் கரை திறனைக் காணல்)

வேதியியல் தராசின் பாகங்களின் அமைப்பும் விளக்கமும்

பகுப்பாய்விற்காகப் பயன்படுத்தும் இத் தராசு, மிகத் துல்லியமாக நான்காவது தசமஸ்தானம்வரை எடையை அறியப் பயன்படுகிறது. தராசின் அமைப்பு படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது,



படம் 114
வேதியியல் தராசு

கீழ்நோக்கிய பளிங்கு உளிமுனையில் துலாக்கோல் (beam) மையங் கொண்டுள்ளது. இதன் இரு முனைகளிலும், மேல்நோக்கிய பளிங்கு உளிமுனைகள் (agate knife edges) உள்ளன. அவற்றின் மேலுள்ள தொங்கிகளின் கொக்கிகளில் (hooks) துலாத்தட்டுகள் தொங்கவிடப்பட்டுள்ளன. துலாக்கோலின் மையத்தைத் தாங்கும் பளிங்குத்தளம் உள்ள தூண், கைப்பிடியுடன் பொருத்தப்பட்டுள்ளது. துலாக் கோலின் மையத்தில் பொருத்தப்பட்டுள்ள குறிமுள், கீழே உள்ள அளவுகோலில் ஊசலாடும். மேலும், இத் துலாக்கோல் உளிமுனைக்கு இரு பக்கங்களிலும் சம அளவில் பிரிக்கப்பட்டு 1 முதல் 10 வரை எண்கள் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும். இழுகம்பியை (அலுமினியத்தால் செய்யப்பட்டிருக்கும், U-வடிவத்தைக் கொண்டிருக்கும்) இதன் மேல் எவ்விடத்திலும் வைக்கலாம்; பின் நகர்த்தலாம். இதற்கு உதவியாக 'இழுகம்பிக் கொக்கி ஒன்று உள்ளது. இந்த இழுகம்பியின் எடை பெரும்பாலும் 10 மி. கி.

எடையறியும் முறை: எடையறிய வேண்டிய பொருளைக் கவனமாக இடது தட்டின் நடுவில் வை. பொருளின் எடையைவிடச் சிறிது அதிகமான எடையை, சாமணத்தின் உதவியால் வலது தட்டின் நடுவில் இடு. பிறகு, கீழே உள்ள சாவியைக் கவனமாகத் திருகி, குறிமுள்ளை அளவுகோலின் மேல் ஊசலாட விடு. எந்தப் பக்கம் குறிமுள் ஊலசாடுகிறது எனக் கவனி. வலது பக்கத்தை விட இடது பக்கம் குறிமுள் அதிகமாக ஊசலாடினால், நாம் வலது தட்டில் வைத்துள்ள எடை பொருளின் உண்மையான எடையை விட அதிகம் என்று பொருள். இப்பொழுது சாவியைத் திருகி, துலாக்கோலை பழையபடி ஓய்வு நிலைக்குக் கொண்டு வா. தட்டில் உள்ள எடை மிக அதிகம் எனில், சிறிய எடைகளை நீக்கு. பொருளுக்கும், தட்டில் உள்ள எடைக்கும் உள்ள வித்தியாசம் 10 மி. கி.-க்கும் குறைவாக ஆகும்வரை, இந்த முறையைத் தொடர்ந்து செய். 10 மி.கி.-க்குக் குறைவான எடை வித்தியாசத்தைக் காண இழுகம்பியை உபயோகப்படுத்து. 'இழுகம்பிக் கொக்கியைப் பயன்படுத்தி, குறிமுள் பூஜ்ஜியத்தின் இருபக்கங்களிலும் சரியாக ஊசலாடுமாறு, இழுகம்பியைத் துலாக்கோலின் தேவையான இடத்தில் வை. குறிமுள், பூஜ்ஜியத்தின் இருபக்கங்களிலும் சமமாக ஊசலாடினால், இரு பக்கங்களிலும் எடை சமம் என்று பொருள். வலது தட்டில் வைத்துள்ள மொத்த எடையைக் குறி. துலாக்கோலின் வலது பக்கத்தில், 7, 8 என்ற இடத்தில் இழுகம்பி உள்ளது எனக் கொள்வோம். அவ்வாறெனில், 0.0078 கி. எடையை வலது தட்டில் உள்ள எடையுடன் சேர்க்கவேண்டும்.

எடையிடும்போது கிடைத்த அளவுகளை, கீழ்க்கண்டவாறு அட்டவணைப்படுத்து:

வரிசை எண்	இடது தட்டில் உள்ள நிறுக்கும் பொருள்	வலது தட்டில் உள்ள எடைகள்		இழுகம்பி அளவு	சரியான எடை கி.
		கிராம்கள்	மி. கி.		
1.	பீங்கான் கிண்ணம்				
2.	பீங்கான் கிண்ணம் + கரைசல்				
3.	பீங்கான் கிண்ணம் + உப்பு				

சோதனைச்சாலை வெப்பநிலையில் நீரில் கொடுக்கப்பட்ட உப்பின் கரை திறனைக் காணல்

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், 100 கி. கரைப்பானில் எத்தனை கிராம் கரைபொருள் கரைந்து பூரிதக் கரைசலைக் கொடுக்கிறதோ, அதுவே அக் கரைப்பானில் அதன் கரைதிறன் ஆகும்.

கொடுக்கப்பட்ட உப்பை (எடுத்துக்காட்டாக, பொட்டாசியம் குளோரைடு) எடுத்துக்கொண்டு, அறை வெப்பநிலையில் ஒரு பூரிதக் கரைசலைத் தயார் செய். (ஒரு முகவையில் நீரை எடுத்துக் கொண்டு, கலக்கிக்கொண்டே, KCl உப்பைச் சேர்க்க வேண்டும். கரையாத உப்பு சிறிது அடியில் தங்கும்வரை, இவ்வாறு செய்தல் வேண்டும்). இக்கரைசலை, அறை வெப்பநிலையில் சுமார் 15 நிமிடங்களுக்கு அப்படியே இருக்கவிடு. அறை வெப்பநிலையைக் குறித்துக்கொள்.

எடையறிந்த பீங்கான் கிண்ணத்தில் (w_1 கி.), மேலேதயார் செய்த கரைசலை, உறுஞ்சுகுழலைப் (pipette) பயன்படுத்தி ஊற்று. கரைசலுடன் பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடையை (w_2கி.), பிடி. ஒரு கம்பி வலையின்மேல் பீங்கான் கிண்ணத்தை வைத்து கரைசலை ஆவியாக்கு. பின், மணல் அடுப்பின்மேல் வைத்துச் சூடு படுத்தி, கடைசிப் பகுதி கரைசலையும் ஆவியாக்கு. பீங்கான் கிண்ணத்தைக் குளிரச்செய்து, அதன் எடையைக் (w_3 கி.) கண்டுபிடி.

மணல் அடுப்பின்மேல் கிண்ணத்தை வைத்து, மீண்டும் சூடுபடுத்தி, குளிரச்செய்து, எடையைக் காண். ஒத்த எடையளவு வரும்வரை, இம்முறையைத் திரும்பத் திரும்பச் செய்.

கணக்கீடு

காலி பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடை $= w_1$ கி.

கரைசலுடன் பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடை $= w_2$ கி.

உப்புடன் பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடை $= w_3$ கி.

∴ கரைப்பானின் எடை $= w_2 - w_3$ கி.

கரை பொருளின் எடை $= w_3 - w_1$ கி.

∴ அறை வெப்பநிலையில் பொட்டாசியம் குளோரைடின்

$$\text{கரைதிறன்} = \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைப்பானின் எடை}} \times 100$$

$$= \frac{w_3 - w_1}{w_2 - w_3} \times 100$$

ஆய்வு 5

சமான எடையைக் காணல்

நோக்கம்

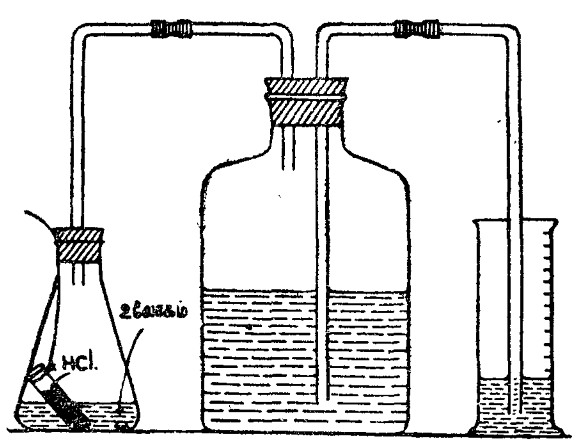
அமிலத்திலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்வதன் மூலம் மெக்னீசியத்தின் சமான எடையைக் காணல்.

தத்துவம்

1.008 பங்கு எடை ஹைட்ரஜனை அமிலத்திலிருந்து இடப் பெயர்ச்சி செய்ய எத்தனைப் பங்கு எடை மெக்னீசியம் உலோகம் தேவைப்படுகிறதோ அதுவே, அவ்வுலோகத்தின் சமான எடை யாகும். ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள உலோகத்தை நீர்த்த அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து, வெளிவரும் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு ஆய்வகத்தின் சூழ்நிலையில் அளக்கப்படுகிறது. இக் கன அளவு N. T. P-க்குக் கணக்கிடப்படுகிறது. N.T.P-ல் 1000 c.c ஹைட்ரஜனின் எடை, 0.09 கி. எனவே, ஹைட்ரஜனின் எடை அறியலாம். இதிலிருந்து, உலோகத்தின் சமான எடை கணக்கிடப் படுகிறது.

உபகரணம்

ஆய்வுக்குப் பயன்படுத்தும உபகரணம், ஒரு நீருள்ள கண்ணாடி சீசாவைக் கொண்டது. இது இருதுளை அடைப்பானால் மூடப்பட்டு, இரு வளைந்த கண்ணாடிக் குழாய்கள் செருகப்பட் டுள்ளன.



படம் 115
அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப் பெயர்ச்சி செய்து மெக்னீசியத்தின் சமான எடையை அறிதல்

அதில் ஒரு குழாய், ஒரு துளை அடைப்பானால் மூடப்பட்டுள்ள ஒரு கூம்பு வடிவக் குடுவையில் முடிவடைகிறது. நீண்ட மற்றொரு குழாய், வடிகுழாயாக (syphon) செயல்படுகிறது. இதில் ஒரு கிள்ளிப் பிடிப்பு (திறப்பான்) உள்ளது. இதன் ஒரு முனை அளவு ஜாடியில் முடிவடைகிறது. அடுத்த முனை கண்ணாடி சீசாவின் அடிவரை செல்கிறது.

ஆய்வு முறை

உபகரணம், காற்றுப் புகாவண்ணம் இறுக்கமாக நல்ல நிலையில் உள்ளதா என்று சோதித்துக் கொள். சரியாக எடையறியப்பட்ட ஒரு மெக்னீசிய உலோகத்துண்டை. ஒரு சிறிய ஆய்வுக் குழாயில் எடுத்துக் கொள். கூம்பு வடிவக் குடுவையில் I : I HCl எடுத்துக்கொள். ஆய்வுக்குழாயை, ஒரு நூலால் கட்டிக் கூம்பு வடிவக் குடுவையினுள் தொங்கவிடு. உலோகமும் குடுவையில் உள்ள அமிலமும் சேராமல் முதலில் பார்த்துக்கொள்.

இப்பொழுது கூம்புக் குடுவையில் செருகப்பட்ட குழாயை எடுத்து வாயால் ஊது வடிகுழாய் வழியாக, கண்ணாடி சீசாவில் உள்ள நீர் வெளியேறும் குழாயைப், பழையபடி, கூம்பு வடிவக் குடுவையில் நன்றாகப் பொருத்து. உபகரணம் சரியான முறையில் இருந்தால் வெளியே குழாய்வழியாகச் சிறிது நேரம் நீர் வெளியேறும். கண்ணாடி சீசா, அளவு ஜாடி ஆகியவைகளில் உள்ள நீர், ஒரே மட்டத்தில் இருக்குமாறு செய்து, அளவுகளைக் குறித்துக் கொள்.

கூம்பு வடிவக் குடுவையைச் சிறிது சாய்த்து, அமிலமும் மெக்னீசியம் உலோகமும் சேருமாறு செய். அப்போது உண்டாகக் கூடிய ஹைட்ரஜன், தன்னுடைய கன அளவிற்கு ஒத்த மதிப்புடைய நீரை வெளியேற்றும். எல்லா உலோகமும் கரைந்தபின்னர், உபகரணத்தை அறை வெப்பநிலைக்குக் குளிரச் செய். அளவு ஜாடியைக் கீழேதாழ்த்தி அல்லது மேலே உயர்த்தி அதிலும், கண்ணாடி சீசாவிலும், நீர்மட்டம் ஒரே மாதிரியாக இருக்கச்செய். இப்பொழுது அளவு ஜாடியில் உள்ள நீரின் கன அளவைக் குறித்துக்கொள். ஆரம்ப நீரின் கன அளவிற்கும், தற்பொழுது உள்ள நீரின் கன அளவிற்கும் உள்ளவேறுபாடு, உண்டான ஹைட்ரஜனின் கன அளவிற்குச் சமம். அறைவெப்ப நிலையையும், அழுத்தத்தையும் குறித்துக்கொள்.

கணக்கீடு

எடுத்துக்கொண்ட உலோகத்தின் எடை = w கி.

வெளியேற்றப்பட்ட ஹைட்ரஜனின் கன அளவு = சேகரித்த நீரின் கன அளவு = V_1

வாயு மண்டல அழுத்தம் = P மி. மீ.

ஆய்வக வெப்பநிலை = t_1°C

நீரின் ஆவி அடர்த்தி = p மி.மீ,

கன அளவு N.T.P-க்குக் குறைக்கப்படுகிறது.

$$\frac{(P-p)\ V_1}{(273+t_1)} = \frac{760 \times V_2}{273}$$

V_2 = N.T.P-ல் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு.

ஹைட்ரஜனின் எடை

N. T P -ல் 1000 c. c. ஹைட்ரஜனின் எடை = 0.09 கி.

,, V_2 c c. ,, $= \frac{0.09 \times V_2}{1000}$

$\frac{0.09 \times V_2}{1000}$ கி. ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி செய்யத் தேவைப்பட்ட உலோகத்தின் எடை = w கி ..

1.008 கி. ,, ,, $= \frac{w \times 1000}{0.09 \times V_2} \times 1.008$

= x கி.

உலோகத்தின் சமான எடை = x கி.

ஆய்வு 6

படிக உப்புகளைத் தயாரித்தல்

(அ) தாமிரக் கார்பனேட்டிலிருந்து தாமிர சல்ஃபேட் தயாரித்தல்

தத்துவம் : தாமிரக் கார்பனேட்டை நீர்த்த கந்தக அமிலத்தில் கரைத்து, தாமிர சல்ஃபேட் பெறப்படுகிறது.

$$CuCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

98 கி. கந்தக அமிலம் 250 கி. தாமிர சல்பேட்டைக் கொடுக்கிறது. 40 cc 2N கந்தக அமிலம் 10 கி. தாமிர சல்ஃபேட் படிகங்களைக் கொடுக்கிறது.

செய்முறை

2N H_2SO_4 (1 : 16 அமிலம்) 40 cc-ஐ ஒரு முகவையில் எடுத்துக்கொண்டு, ஒரு கம்பி வலையின் மேல் வைத்துச் சூடுபடுத்து. வெப்பமுள்ள அவ்வமிலத்தில், தாமிரக் கார்பனேட்டை, சிறிது சிறிதாக அமிலத்தை நன்றாகக் கலக்கிக் கொண்டே சேர். மேலும் சேர்ப்பது கரையாவிடில் நிறுத்திவிடு. கரையாத பொருள் அடியில் தங்கியிருந்தால், வடிகட்டி அதை நீக்கு. கரைசலைப் பீங்கான் கிண்ணத்தில் எடுத்துக்கொண்டு, சூடுபடுத்தி, படிகமாதல் நிலை அடையும்வரை கொதிக்கவை. ஒரு கண்ணாடிக் குச்சியை, வெப்பமான கரைசலில் தோய்த்து, வெளியில் எடுத்துப் பார். படிகங்கள் கண்ணாடிக் குச்சியில் தெரிந்தால், வெப்பப்படுத்துவதை நிறுத்திக் குளிரச்செய். இப்பொழுது படிகங்கள் உண்டாகும். படிகங்களை, வடிதாளில் வைத்து உலர்த்தியபின் சமர்ப்பி.

(ஆ) இரும்புத் துகள்களிலிருந்து இரும்பு (II) சல்ஃபேட் தயாரித்தல்

தத்துவம் : காற்றோடு தொடர்பு கொள்ளாது தூய நிலையிலுள்ள இரும்புக்கம்பிகள் அல்லது இரும்புத் துகள்களை, நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து, இரும்பு (II) சல்ஃபேட்டைப் பெறலாம். கரையாத இரும்பு வடிகட்டி நீக்கப்பட்டு, கரைசல் அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது.

$$\underset{98}{Fe + H_2SO_4} + 7H_2O \rightarrow \underset{278}{FeSO_4\,7H_2O} + H_2$$

278 கி. இரும்பு (II) சல்ஃபேட்டைத் தயார் செய்ய, 98 கி. கந்தக அமிலம் தேவைப்படுகிறது. 2 லிட்டர் 1N H_2SO_4 தேவைப்படுகிறது. ∴ 11 கி. இரும்பு (II) சல்ஃபேட் தயாரிக்க, 40c.c 2N. H_2SO_4 தேவைப்படுகிறது.

செய்முறை விளக்கம்

ஒரு வட்டமான கண்ணாடிக் குடுவையில் 40 மி.லி. 2N. H_2SO_4 எடுத்துக் கொள். அதை, ஓர் ஒருதுளை அடைப்பானால் மூடி, ஒரு செங்குத்தான கண்ணாடிக் குழாயைச் செருகு. அதில் சிறிய கண்ணாடிக் குச்சியைப் பொருத்து. இவ் வமைப்பு புன்சன் போக்கி யாகும் (valve). வெளி ஆக்சிஜன், குடுவையினுள் நுழையாதவாறு தடுப்பதற்கும், குடுவையினுள் அதிக அழுத்தம் ஏற்படாமல் இருப்ப தற்கும், இவ்வமைப்பு உள்ளது.

அடைப்பானை நீக்கி, 5 கி. தூய இரும்புக்கம்பித் துண்டுகளை இடு. குடுவையை இலேசாக வெப்பப்படுத்து. குடுவையினுள் அழுத் தம் அதிகமாகும்பொழுது, மேலுள்ள சிறிய கண்ணாடிக் குச்சி தானாகத் திறந்து ஹைட்ரஜன் வெளியேறியபின் மூடிக்கொள்ளும். வினை முடிந்ததும் கரைசலை வடிகட்டி தெளிவான கரைசலைப் பீங்கான் கிண்ணத்தில் எடுத்துக்கொண்டு, அடர்ப்பித்து, குளிரச் செய். கரைசலிலிருந்து படிகங்கள் உண்டாகின்றன. மேலே உள்ள திரவத்தைக் கீழே கொட்டு; படிகங்களை வடிகட்டி வடிதாளில் வைத்து உலர்த்தியபின் சமர்ப்பி.

(இ) மெக்னீசியம் கார்பனேட்டிலிருந்து மெக்னீசியம் சல்ஃபேட் தயாரித்தல்

தத்துவம் : மெக்னீசியம் கார்பனேட்டை நீர்த்த கந்தக அமிலத் தில் கரைத்து மெக்னீசியம் சல்ஃபேட் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$MgCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

98 கி. கந்தக அமிலம் 246 கி. $MgSO_4\ 7H_2O$-ஐக் கொடுக்கிறது. அதாவது 40 மி. லி. 2N, H_2SO_4—9.8 மெக்னீசியம் சல்ஃபேட் படிகங்களைக் கொடுக்கின்றன.

செய்முறை

(அ)—செய்முறையையே இதற்கும் பயன்படுத்து.

ஆய்வு 7

பருமனறி பகுப்பாய்வு

முன்னுரை

வினைபுரியும் கரைசல்களின் பருமனை அடிப்படையாகக் கொண்ட இம்முறை, அளவு ஆய்வில் ஒரு பிரிவாகும். திறன் தெரிந்த ஒரு கரைசலின் கன அளவு ஒரு வினைபுரிவதற்குத் தேவையான மற்றொரு கரைசலின் கன அளவைக் கண்டுபிடித்து, அக் கரைசலின் நார்மாலிட்டியைக் (normality) கணக்கிடும் முறைக்கு, தரம் பார்த்தல் எனப் பெயர்.

தரம் பார்த்தல், கீழ்க்கண்டவாறு செய்யப்படுகிறது:

10 அல்லது 20 மி. லி. அளவு, ஒரு கரைசலை உருஞ்சு குழாயை உபயோகித்துக் கூம்புக் குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு, இறுதி நிலை அறிய ஓர் இனங்காட்டி சேர்க்கப்படுகிறது. மற்றொரு கரைசலை விடுகுழாயில் (burette) எடுத்துக்கொண்டு, குடுவையிலுள்ள கரைசலுடன் வினைமுடியும்வரை சேர்க்கப்படுகிறது. தேவைப்பட்ட கன அளவு குறிக்கப்படுகிறது. ஒரு சமான எடை பொருளை 1 லிட்டரில் கரைக்கக் கிடைப்பது (ஒரு) நார்மல் கரைசலாகும். இதை IN. கரைசல் என்று குறிக்கலாம்.

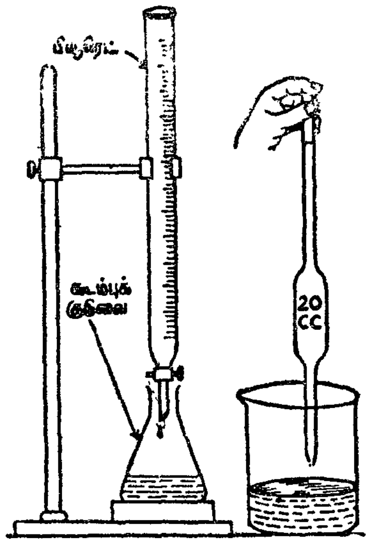
செறிவை நார்மாலிட்டியில் குறித்தால்,

$$V_1N_1 = V_2N_2$$

V_1V_2 என்பன கரைசல்களின் கன அளவுகள்; N_1 N_2 என்பன அவைகளின் செறிவாகும் (அல்லது நார்மாலிட்டி). இவைகளில் V_1, V_2 & N_1 ஆகியவை தெரிவதால், N_2-வைக் கணக்கிடலாம். இதிலிருந்து, சமச்செறிவுள்ள கரைசல்கள் சம அளவில் வினைபுரியும் என்பதை அறியலாம். இதுவே, பருமனறி பகுப்பாய்வின் அடிப்படையாகும்.

அமிலங்களைக் காரங்களுடன் தரம்பார்த்தலில், ஃபினாப்தலீன் (phenolphthalein) அல்லது மெத்தில் ஆரஞ்சு (methly orange) இனங்காட்டிகளாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. காரக் கரைசலில் ஃபினாப்தலீன் இளஞ்சிவப்பு நிறத்தைக் கொண்டுள்ளது. அமிலக் கரைசலில் நிறம் இழக்கிறது. மெத்தில் ஆரஞ்சு, காரக் கரைசலில்

மஞ்சள் நிறத்தையும், அமிலக் கரைசலில் சிவப்பு நிறத்தையும் கொண்டுள்ளது. வீரியம் குறைந்த அமிலங்கள் (அசெட்டிக் அமிலம்)



படம் 116
ப்யூரெட், பிப்பெட்

ஆக்ஸாலிக் அமிலம் போன்ற அமிலங்கள்) வீரியம் மிக்க காரங்களுடன் (NaOH, KOH) தரம் பார்த்தல் செய்யும் பொழுது, ஃபினாப்தலீன் இனங்காட்டியைப் பயன்படுத்த வேண்டும். வீரியம் குறைந்த காரங்களை [NH_4OH, $Ca(OH)_2$ போன்றவைகளை] வீரியம் மிக்க அமிலங்களுடன் (HCl, H_2SO_4 போன்ற கனிம அமிலங்களுடன்) தரம் பார்த்தல் செய்யும்பொழுது மெத்தில் ஆரஞ்சு இனங்காட்டியைப் பயன்படுத்த வேண்டும்.

$$\text{அமிலத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{அமிலத்தின் காரத்துவம்}}$$

எடுத்துக்காட்டாக,

$$HCl : \frac{36.5}{1} = 36.5 \; ; \; H_2SO_4 : \frac{98}{2} = 49$$

$$\text{காரத்தின் சமான எடை} = \frac{\text{காரத்தின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{காரத்தின் அமிலத்துவம்}}$$

எடுத்துக்காட்டாக,

$$NaOH: \frac{40}{1} = 40; \quad Ba(OH)_2: \frac{171.36}{2} = 85.68$$

40 கி. NaOH-ஐ (1 கிராம் சமான எடை) 1 லிட்டரில் கரைக்கக் கிடைப்பது, IN. NaOH கரைசலாகும்.

44. கி. NaOH-ஐ 1 லிட்டரில் கரைத்தால் கிடைக்கும்

$$\text{கரைசலின் செறிவு} = \frac{4.4}{40} = 0.11 \text{ N.}$$

$$\text{செறிவு} = \frac{\text{1 லிட்டரில் பொருளின் எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

1 லிட்டரில் உள்ள எடை = சமான எடை × அதன் செறிவு, எனவே, ஒரு கரைசலின் செறிவும், கரைந்துள்ள பொருளின் சமான எடையும் தெரிந்தால், அது 1 லிட்டரில் கரைந்துள்ள எடையினைக் கணக்கிடலம். 1 லிட்டரில் கரைந்த பொருளின் எடையும், கரைசலின் செறிவும் தெரிந்தால், பொருளின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

பொதுவாக, அமிலங்களை விடுகுழாயிலும், காரங்களைக் கூம்புக் குடுவையிலும் எடுத்துக் கொள்கின்றோம். மெத்தில் ஆரஞ்சு இனங்காட்டியாக உபயோகப்படுத்தப்படும்போது, மஞ்சள் நிறம் குறைந்து இளஞ்சிவப்பு நிறம் தோன்றுதல் இறுதி நிலையாகும். ஃபினாப்தலின் பயன்படுத்தினால், இளஞ்சிவப்பு நிறம் மறைதல் இறுதிநிலையாகும்.

(அ) வீரியம் மிக்க அமிலமும் வீரியமிக்க காரமும் தரம் பார்த்தல்.

நோக்கம்: கொடுக்கப்பட்டுள்ள கரைசலின் 1 லிட்டரில் கரைந்துள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் எடையைக் கண்டு பிடித்தல். 0.12N செறிவுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

கொள்கை: சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, ஹைடரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கீழ்க்கண்டவாறு வினைபுரிகிறது.

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

ஒரு சமான எடை கொண்ட HCl-உடன் ஒரு சமான எடை NaOH வினைபுரிவதால், NaOH-ன் சமான எடையும் அதன் மூலக்கூறு எடையும் சமம். கன அளவு தெரிந்த NaOH-ஐ எடுத்துக்கொண்டு, ஃபினாப்தலின், அல்லது மெத்தில் ஆரஞ்சு இனங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தி, விடுகுழாயில் உள்ள HCl-உடன் தரம் பார்க்கப்படுகிறது. தரம் பார்த்தலில் கிடைத்த மதிப்புகளி லிருந்து, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் நார்மாலிட்டி கணக் கிடப்படுகிறது.

NaOH-ன் கன அளவு × NaOH-ன் செறிவு
= HCl-கன அளவு × HCl-ன் செறிவு

1 லிட்டர் கரைசலில் உள்ள NaOH-ன் எடை } = NaOH-ன் நார்மாலிட்டி × NaOH-ன் சமான எடை

செய்முறை

கொடுக்கப்பட்டுள்ள உபகரணங்களைத் தூய நீரால் கழுவு: பிறகு, காய்ச்சி வடித்த நீரால் கழுவு. விடுகுழாயை, திட்டக் கரைசலான HCl-ஆல் கழுவு. உறிஞ்சுகுழாயை, NaOH கரைசலால் கழுவு, கழுவிய கரைசல்களை ஒதுக்கிவிடு. காற்றுக்குமிழிகள் இல் லாதவாறு, கூர்முனைவரை விடுகுழாயை HCl-ல் நிரப்பி, தாங்கி யில் பொருத்து. ஆரம்ப அளவு பூஜ்ஜியமாக இருக்கட்டும். 20 மி.லி. NaOH-ஐக் கூம்புக் குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு, 1 துளி மெத்தில் ஆரஞ்சு இனங்காட்டியை அதில் சேர். கரைசல் மஞ்சளாக மாறுத லடையும்.

கூம்புக் குடுவையை, விடுகுழாயின் கீழே உள்ள பீங்கான் தட்டின்மேல் வைத்து, அமிலத்தைத் துளித்துளியாகக் குடுவையி விடு. ஒவ்வொரு துளிசேர்த்தபின்னும், குடுவையை நன்றாகக் கலக்கு. கரைசலின் நிறம், மஞ்சளிலிருந்து இளஞ்சிவப்புக்கு மாறும்

வரை அமிலத்தைச் சேர். விடுகுழாயில் தற்பொழுதுள்ள கரைசலின் அளவைக் குறித்துக் கொள். ஒத்த இரு மதிப்புகள் வரும்வரை ஆய்வினைத் திரும்பவும் செய்.

குறிப்பு; (அ) ஒவ்வொரு தரம்பார்த்தலுக்கு முன்னும், விடு குழாயின் ஆரம்ப அளவு, பூஜ்யமாக வைத்துக் கொள்ளுதல் நல்லது.

(ஆ) இந்த ஆய்வில், ஃபினாப்தலீனை இனங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தலாம். இறுதிநிலை, இளஞ்சிவப்பு நிறம் மறைதலாகும்.

கிடைத்த அளவுகளை, கீழ்க்கண்டவாறு அட்டவணைப்படுத்து: NaOH-ன் கன அளவு 20 மி. லி. எனக் கொள்வோம்.

Std. HCl × NaOH

இனங்காட்டி: ....

இறுதிநிலை: ....

வரிசை எண்	NaOH-ன் கன அளவு (மி.லி.)	விடுகுழாயின் அளவுகள்		HCl ன் கன அளவு (மிலி.)
		ஆரம்பம்	முடிவு	
1	20			
2	20			
3	20			

கணக்கீடு

NaOH-ன் கன அளவு = 20 மி. லி. (V_1)

NaOH-ன் நார்மாலிட்டி = (N_1)

HCl-ன் கன அளவு = (V_2)

HCl-ன் நார்மாலிட்டி = (N_2)

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

$$20 \times N_1 = V_2 \; 0.12$$

$$N_1 = \frac{V_2 \times 0.12}{20}$$

1 லிட்டரில் உள்ள NaOH-ன் எடை = NaOH-ன் நார்மாலிட்டி × அதன் சமான எடை

$$= \frac{V_2 \times 0.12}{20} \times 40 \text{ கி.}$$

(ஆ) வீரியம் மிக்க அமிலத்தை வீரியம் குறைந்த காரத்துடன் தரம் பார்த்தல்.

நோக்கம்: நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட், 1 லிட்டர் கரைசலில் எவ்வளவு உள்ளது என்பதைக் கண்டுபிடிக்கவேண்டும். 0.1 N H_2SO_4 கரைசல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

கொள்கை: சோடியம் கார்பனேட் கந்தக அமிலத்துடன் கீழ்க்கண்டவாறு வினைபுரிகிறது.

$$\underset{\substack{106\\53}}{Na_2CO_3} + \underset{\substack{98\\49}}{H_2SO_4} \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

(சமான எடை)

சமான எடையுள்ள அமிலத்துடன் வினைபுரியும் Na_2CO_3-ன் எடையே, அதன் சமான எடையாகும். Na_2CO_3-ன் சமான எடை 53. ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவு Na_2CO_3 கரைசலை, கந்தக அமிலத்துடன் மெத்தில் ஆரஞ்சு இனங்காட்டியைப் பயன்படுத்தி, தரம் பார்க்கப்படுகிறது. தரம் பார்த்தலில் கிடைத்த மதிப்புகளிலிருந்து, Na_2CO_3 கரைசலின் நார்மாலிட்டி கணக்கிடப்படுகிறது.

Na_2CO_3 கரைசலின் கன அளவு × Na_2CO_3-ன் நார்மாலிட்டி
= H_2SO_4-ன் கன அளவு × H_2SO_4-ன் நார்மாலிட்டி

1 லிட்டரில் உள்ள Na_2CO_3-ன் எடை = Na_2CO_3-ன் நார்மாலிட்டி × அதன் சமான எடை

செய்முறை: விடுகுழாயைக் கந்தக அமிலத்தால் கழுவு. கந்தக அமிலத்தால், விடுகுழாயைப் பூஜ்ஜியம் வரை நிரப்பு. உறிஞ்சு குழாயை, Na_2CO_3 கரைசலால் கழுவு. 20 மி. லி. Na_2CO_3 கரைசலை, தூய கூம்புக் குடுவையிலிட்டு, மெத்தில் ஆரஞ்சு இனங் காட்டியைச் சேர். கரைசல் மஞ்சள் நிறமடைகிறது.

கூம்புக் குடுவையை, விடுகுழாயின் அடியில் உள்ள பீங்கான் தட்டில் வை, குடுவையை இலேசாகக் கலக்கிக்கொண்டே, துளித் துளியாக அமிலத்தைச் சேர். கரைசலில் மஞ்சள் நிறம் மறைந்து, இளஞ்சிவப்பு நிறம் தோன்றுதல் வரை அமிலத்தைச் சேர். விடு குழாயிலுள்ள அளவைக் குறித்துக்கொள். ஒத்த இரு மதிப்புகள் வரும்வரை, ஆய்வினைத் தொடர்ந்துசெய். (வீரியம் குறைந்த Na_2CO_3 போன்ற காரத்தை வீரியம் மிக்க அமிலத்துடன் தரம் பார்க்கும் பொழுது, ஃபீனாப்தலீனை இனங்காட்டியாகப் பயன் படுத்தக்கூடாது. காரணம், பைகார்பனேட் நிலையில் இது இறுதி நிலையைக் காட்டும்.) கிடைத்த அளவுகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு அட்டவணைப்படுத்து:

Std. H_2SO_4 × Na_2CO_3

இனங்காட்டி: ......

இறுதிநிலை: ......

வரிசை எண்	Na_2CO_3-ன் கன அளவு (மிலி.)	விடு குழாயின் அளவுகள்		கந்தகஅமிலத்தின் கன அளவு (மிலி.)
		ஆரம்பம்	இறுதி	
1	20			
2	20			
3	20			

Na_2CO_3-ன் கன அளவு × Na_2CO_3-ன் நார்மாலிட்டி
= H_2SO_4-ன் கன அளவு × H_2SO_4-ன் நார்மாலிட்டி

$$\therefore 20 \times N = V_2 \times \frac{N}{10}$$

$$= \frac{V_2}{20} \times \frac{N}{10}$$

1 லிட்டர் கரைசலில் உள்ள Na_2CO_3-ன் எடை
= Na_2CO_3-ன் நார்மாலிட்டி × Na_2CO_3-ன் சமான எடை

(இ) வீரியம் குறைந்த அமிலம் வீரியம் மிக்க காரத்துடன் தரம் பார்த்தல்

நோக்கம் : கொடுக்கப்பட்டுள்ள கரைசலில் 1 லிட்டரில் உள்ள படிக ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடையைக் காணல். 0.12 N சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் கொடுக்கப் பட்டுள்ளது.

கொள்கை : சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஆக்ஸாலிக் அமிலத் துடன் கீழ்க்கண்டவாறு வினைபுரிகிறது.

$$2NaOH + H_2C_2O_4 \rightarrow Na_2C_2O_4 + 2H_2O$$

2×40	126
40	63

∴ படிக ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை $= \frac{H_2C_2O_4\ 2H_2O}{2} = 63.$

குறிப்பிட்ட கன அளவு NaOH கரைசலை, ஃபினாப்தலீனை இனங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தி, ஆக்ஸாலிக் அமிலத்துடன் தரம் பார்க்கப்படுகிறது. தரம் பார்த்தலில் கிடைத்த மதிப்புகளிலிருந்து ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் நார்மாலிட்டி கணக்கிடப்படுகிறது. படிக

ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை 63 ஆதலால், 1 லிட்டரில் கரைந்துள்ள படிக ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடையைக் கணக்கிடலாம்.

செய்முறை

விடுகுழாயை ஆக்ஸாலிக் அமிலக்கரைசலில் கழுவு. உறிஞ்சு குழாயைத் திட்ட NaOH கரைசலால் கழுவு. விடுகுழாயை, பூஜ்யம் வரை அமிலக் கரைசலால் நிரப்பு. 20 மி. லி. NaOH-ஐக் கூம்புக் குடுவையில் எடுத்துக் கொண்டு, 1 துளி ஃபினாப்தலீன் இனங்காட்டியைச் சேர். கரைசல் இளஞ்சிவப்பு நிறமடைகிறது.

விடுகுழாயின் கீழே உள்ள பீங்கான் தட்டின்மீது கூம்புக் குடுவையை வைத்து, விடுகுழாயில் உள்ள அமிலத்தைக் குடுவையில் துளித்துளியாக இட்டுக்கலக்கு. கரைசலில் உள்ள இளஞ்சிவப்பு நிறம் மறைந்து, நிறமற்றதாக ஆகும்வரை அமிலத்தைச் சேர். விடுகுழாயில் உள்ள அமிலத்தின் அளவைக் குறித்துக் கொள். ஒத்த இருமதிப்புகள் அடுத்தடுத்து வரும் வரை, தரம் பார்த்தலை மீண்டும் செய். கிடைத்த அளவுகளை, கீழ்க்கண்டவாறு அட்டவணைப்படுத்து.

Std. NaOH × $H_2C_2O_4$

இனங்காட்டி: ....

இறுதிநிலை ....

வரிசை எண்	NaOH-ன் கன அளவு (மி. லி.)	விடு குழாயின் அளவுகள்		$H_2C_2O_4$-ன் கன அளவு (மி.லி.)
		ஆரம்பம்	இறுதி	
1	20			
2	20			
3	20			

NaOH-ன் கன அளவு $\times$ NaOH-ன் நார்மாலிட்டி
$= H_2C_2O_4$-ன் கன அளவு $\times$ $H_2C_2O_4$-ன் நார்மாலிட்டி.

$$20 \times 0.12N = V_2 \times N_2$$

$$N_2 = \frac{20 \times 0.12N.}{V_2}$$

$$\left.\begin{array}{r}\text{1 லிட்டரில் கரைசலில் உள்ள படிக} \\ \text{ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடை}\end{array}\right\} = \frac{20 \times 0.12}{V_2}$$

தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்